

NOZIONI ELEMENTARI
DI
CHIMICA

SECONDO LE TEORIE MODERNE.

PER USO DEI LICEI E DI ALTRI ISTITUTI

DEL

PROF. FILIPPO CECCHI

LIBRO.

SECONDA EDIZIONE

con modificazioni ed aggiunte
e con 21 figure nel testo



FIRENZE

TIPOGRAFIA TOFANI

Via S. Zanobi, N° 25

€ 1871.

Prezzo: L. 2.

12.

NOZIONI ELEMENTARI
DI
CHIMICA

DEL PROF. **FILIPPO CECCHI** SCOLPIO

OVVERO

BREVE INTRODUZIONE ALLO STUDIO DI QUESTA SCIENZA

SECONDO LE TEORIE MODERNE

PER USO DEI LICEI E DI ALTRI ISTITUTI.

SECONDA EDIZIONE
con modificazioni ed aggiunte
e con 21 figure nel testo.



FIRENZE
TIPOGRAFIA TOFANI

Via S. Zanobi, N° 25

—
1871.

~~~~~  
Proprietà letteraria.  
~~~~~

Qualunque copia non munita della seguente firma dell'Autore
sarà considerata come contraffatta.

F. Cecchi



AVVERTENZA.

La favorevole accoglienza fatta a questo mio libretto dai professori delle scuole liceali, magistrali e tecniche e da molte altre persone dotte ha fatto sì che in poco più di un anno fosse esaurita la prima edizione, pubblicata sul cadere dell'anno 1869. Il perchè, lieto di questo incoraggiamento, nel porre la mano alla seconda edizione ho avuto cura di farvi alcuni miglioramenti ed aggiunte, cercando in special modo di schiarire sempre più la esposizione della teoria atomica richiesta dal programma governativo.

Spero che dopo questa nuova fatica, il libretto corrisponderà anche meglio allo scopo cui fu destinato: scopo che non fu solamente quello di riempire una laguna lamentata dagli insegnanti, ma sopra tutto di porgere ai giovani studiosi una solida e sufficiente istruzione sulle dottrine fondamentali della chimica moderna; e di servire così di complemento al corso di fisica nei Licei e in altri Istituti, come pure di utile preparazione ad uno studio più esteso di quella scienza, quale suol farsi negli Istituti Tecnici e specialmente nelle Università.

F. CECCHI.

CAPITOLO I.

NOZIONI PRELIMINARI. LEGGI DELLE COMBINAZIONI. TEORIA ATOMICA.
FORMULE CHIMICHE. NOMENCLATURA.

NOZIONI PRELIMINARI.

1. Definizione della Chimica. La Chimica è la scienza, che ha per oggetto lo studio dei fenomeni, nei quali viene alterata in modo durevole la natura dei corpi in virtù di un'azione intima e reciproca, che essi esercitano gli uni sugli altri. Essa esamina sopra tutto le condizioni, per le quali quei fenomeni si producono e le leggi a cui vanno soggetti. Ordinariamente viene divisa in *Chimica inorganica*, che tratta dei corpi di natura minerale, ed in *Chimica organica*, che tratta dei corpi di natura vegetale e animale.

2. Corpi semplici, corpi composti. I corpi vengono distinti in *semplici* e *composti*. I corpi semplici, detti anche *corpi elementari* o *sostanze elementari* od anche *elementi*, sono quelli dai quali non si è potuto ottenere che una sola specie di materia, come l'ossigeno, l'idrogeno, lo zolfo, il ferro, l'oro, l'argento. Meglio sarebbe chiamarli *corpi indecomposti*. I corpi composti sono quelli dai quali si possono estrarre più sostanze di

natura differente. L'acqua è un corpo composto, perchè da essa si possono estrarre l'ossigeno e l'idrogeno. Parimente il sale comune è un corpo composto, perchè se ne possono estrarre due differenti sostanze, il cloro e il sodio.

Si conoscono oggi 66 corpi semplici, i quali distinguonsi in *metalli* e *metalloidi*. I primi sono dotati di uno splendore caratteristico appellato *lucentezza metallica*, e sono buoni conduttori del calore e della elettricità. Tali sono il *ferro*, il *rame*, il *piombo*, lo *stagno*, l'*argento*, l'*oro*. I secondi sono privi di quella lucentezza, e conducono male la elettricità ed il calore. Tali sono lo *zolfo*, il *fosforo*, il *carbonio*, il *cloro*, l'*ossigeno*, l'*azoto*.

I corpi semplici unendosi fra loro, sempre in piccolo numero, cioè a due a due, a tre a tre, a quattro a quattro, raramente a cinque a cinque, e unendosi in diverse proporzioni, danno luogo alla formazione della innumerevole moltitudine dei corpi composti.

3. Analisi, sintesi. Per determinare la composizione di questi ultimi si usano i due metodi di *analisi* e di *sintesi*. Mediante l'analisi si fa la decomposizione, ossia si separano i diversi elementi di un composto per poterli studiare ciascuno a parte. Dicesi *analisi qualitativa* quella, che ha per oggetto di trovare solamente quali sieno gli elementi di un composto, e dicesi *analisi quantitativa* quella, che ricerca anche la proporzione, con cui quegli elementi stanno combinati tra loro.

La **sintesi** poi, servendosi degli elementi opportuni, ha per oggetto di ricostituire un composto identico a quello che fu analizzato. Così l'un metodo serve all'altro di riprova. La decomposizione dell'acqua per mezzo della pila è un esempio di analisi quantitativa, mentre si ottengono due volumi d'idrogeno ed uno di ossigeno. Questi poi, unendosi di nuovo mediante la scintilla elettrica

od un lume acceso, ricostituiscono acqua d'identica composizione a quella che venne decomposta.

4. Combinazione. Dicesi *combinazione chimica* o semplicemente *combinazione* l'unione intima e durevole di due o più corpi, mentre il composto che ne risulta è un corpo nuovo, che ha proprietà diverse da quelle degli elementi dai quali è formato. La sintesi sopra citata dei due volumi d'idrogeno, che si uniscono ad un volume di ossigeno per formare l'acqua, è un esempio di una combinazione chimica. Affinchè però una combinazione avvenga, bisogna che i corpi siano portati a contatto immediato.

Le operazioni della chimica non consistono in altro che in combinazioni e decomposizioni di corpi. Perciò lo scopo di questa scienza si può definire anche nel modo seguente: *La Chimica ha per oggetto lo studio dei corpi semplici, e dei corpi composti formati dalle loro combinazioni.*

5. Distinzione tra combinazione chimica e miscuglio. Quando si mescolano due corpi, che non esercitano fra loro azione chimica, ancorchè siano ridotti in minuta polvere, come i fiori di zolfo con sottile limatura di ferro, non si ottiene una combinazione, ma si ha solamente un semplice miscuglio, rimanendo le particelle di un corpo in presenza di quelle dell'altro senza che subiscano alterazione veruna. Spessissimo però l'azione chimica si desta per mezzo del calore; e se un tal miscuglio venga sufficientemente riscaldato, darà luogo alla formazione di un corpo nuovo ed omogeneo, il solfuro di ferro, di colore nerastro e di natura diversa da quella dei suoi elementi. In ogni caso è facile il distinguere una combinazione da un miscuglio, ponendo attenzione alle regole seguenti:

1.^a La combinazione è un fenomeno chimico, e il miscuglio un fenomeno fisico.

2.^a Una combinazione non si fa che in proporzioni definite e in generale con sviluppo di calore: un miscuglio si fa in tutte le proporzioni, e ordinariamente senza sviluppo di calore.

3.^a Le proprietà di un composto sono, come dicemmo, diverse da quelle dei corpi componenti: in un miscuglio le proprietà degli elementi si conservano.

4.^a Il composto è un corpo omogeneo in tutte le sue parti, e non può scomporsi se non con mezzi puramente chimici, ovvero col calore, colla luce o colla elettricità, che sono mezzi fisici e chimici insieme: in un miscuglio i corpi mescolati possono separarsi con soli mezzi meccanici o puramente fisici. La limatura di ferro semplicemente mescolata coi fiori di zolfo può venir separata per mezzo di una calamita, ovvero se si getti il miscuglio in un vaso di acqua e si agiti. Il ferro più pesante anderà al fondo, e la polvere di zolfo più leggera resterà per molto tempo in sospensione nel liquido.

La polvere da fucile è un miscuglio di zolfo, di salnitro e di carbone reso più intimo che sia possibile, e non già una combinazione chimica. Sciogliendo della polvere nell'acqua, il salnitro si separa dallo zolfo e dal carbone: e trattando questo residuo col solfuro di carbonio, lo zolfo vi si scioglie, rimanendo isolato il carbone. Gli elementi di una combinazione chimica non possono mai venir separati con simili mezzi.

✎ **6. Soluzione.** Dicesi *soluzione* il fenomeno fisico, per cui avviene il miscuglio tra un liquido ed un altro corpo solido, liquido o gassoso, il quale vi si diffonde, e ne invade tutta la massa. Si dà anche il nome di *soluzione* al liquido stesso, che ha assorbito fra le sue molecole quelle di un corpo estraneo. Così si dice una *soluzione di zucchero* nell'acqua, una *soluzione di un sale*, una *soluzione di gas acido carbonico*, una *soluzione di gas acido solforoso*. Un corpo dotato della pro-

prietà di sciogliersi in un liquido appellasi *corpo solubile*, il liquido *corpo solvente*, e la forza per cui si scioglie *forza dissolvante*. Quest' ultima è tanto più energica, quanto maggiore è l'analogia di proprietà e di composizione tra il liquido e il corpo che vi si scioglie. Il mercurio scioglie facilmente i metalli, gli olii grassi sciolgono i corpi grassi, e le essenze sciolgono le resine. Se poi avvenga alterazione chimica nel corpo che si scioglie, come avviene nel carbonato di barite mescolato coll'acido azotico, allora il fenomeno viene detto da alcuni chimici *dissoluzione*.

La temperatura nell'atto della soluzione di un corpo solido in generale si abbassa in virtù di un assorbimento di calore che rimane latente: ma se v'intervenga anche un'azione chimica, che dia luogo ad uno sviluppo di calore, allora la temperatura può rimanere inalterata, od anche innalzarsi.

7. Leggi della soluzione. *Prima legge.* La quantità massima di un solido, che può essere sciolta da un liquido, ad una data temperatura, è limitata, ed è sempre la medesima. La soluzione in tal caso dicesi *satura*.

Seconda legge. Un liquido, che è saturo di un dato corpo, può ancora scioglierne un altro. La solubilità può talora anche essere aumentata, se per un'azione chimica abbia luogo la formazione di nuovi composti, dotati di solubilità maggiore.

Terza legge. L'innalzamento di temperatura aumenta in generale la solubilità di un corpo, ma questa legge offre delle eccezioni. Il solfato di soda, per esempio, ha la sua massima solubilità nell'acqua a 33° C., ed altri corpi, come il solfato di torio, sono più solubili a freddo che a caldo. La solubilità dei gas è contrariata dal calore, come vedremo fra poco.

Quarta legge. La temperatura di ebollizione di un

liquido è inalzata dai corpi che vi stanno in soluzione, quando questi non sono volatili, o lo sono meno del liquido. L'acqua satura di sal marino bolle a 109° C., e l'acqua satura di cloruro di calcio bolle a 179° C. Le sostanze più volatili del liquido, come l'alcool nell'acqua, ne abbassano la temperatura di ebollizione.

SOLUZIONE DEI GAS. L'acqua ed altri liquidi quando trovansi posti a contatto di un gas, ne assorbono una certa porzione, e si dice allora che il gas si discioglie nel liquido. La solubilità dei gas è sottoposta alle leggi seguenti :

Prima legge. La quantità o il peso di un gas che viene sciolto in un liquido è proporzionale alla pressione. L'acqua alla temperatura di 15° scioglie sempre un volume di anidride carbonica (gas acido carbonico) eguale al proprio. Quindi sotto la pressione di 2, 3, 4 o 5 atmosfere ne assorbe una quantità doppia, tripla, quadrupla o quintupla di quella che assorbirebbe alla pressione di una sola atmosfera. Le acque gassose, la birra, la sciampagna quando sono versate in un bicchiere all'aria libera sono mussanti, perchè lasciano esalare dell'anidride carbonica, conservandone solo quel tanto, che possono tenere sciolto alla pressione di una sola atmosfera.

Seconda legge. Una bassa temperatura favorisce la soluzione di un gas in un liquido, ed il riscaldamento vi si oppone. Anzi questo può fare anche esalare tutto il gas che vi era disciolto, perchè ne aumenta la forza elastica.

Chiamasi *coefficiente di solubilità* il volume di un gas, che viene assorbito o disciolto dall'unità di volume di un liquido alla temperatura di 0° e alla pressione di 0^m , 76, o in altri termini il rapporto tra il volume del gas e il volume del liquido che in tali condizioni lo discioglie.

Ecco i coefficienti di solubilità di alcuni gas nell'acqua.

Ossigeno	0,04114
Azoto	0,02035
Idrogeno.	0,01930
Ossido di carbonio	0,03287
Anidride carbonica	1,7967
Protossido di azoto	1,3052
Ammoniaca	1049,6

Terza legge. Quando un liquido sia posto a contatto con un miscuglio di diversi gas, ciascuno di questi vi si discioglie come se fosse solo, e possedesse la forza elastica che gli appartiene nel miscuglio. L'acqua assorbe dall'aria l'ossigeno, come se vi fosse un'atmosfera di solo ossigeno colla pressione di $\frac{1}{5}$ di atmosfera, ed assorbe l'azoto come se vi fosse un'atmosfera di solo azoto colla pressione di $\frac{1}{5}$ di atmosfera. E si sa che l'aria contiene circa $\frac{1}{5}$ di ossigeno e $\frac{4}{5}$ di azoto.

8. Coesione. La forza che tiene unite le molecole similari dei corpi appellasi *coesione*. Questa forza è grande nei solidi, e ne costituisce la proprietà caratteristica, è debole nei liquidi, ed è nulla nei gas. Ed è quella che, continuamente in lotta colla forza repulsiva del calore, determina i diversi stati fisici dei corpi.

9. Affinità. Dicesi *affinità* la forza che unisce gli atomi, che compongono ciascuna molecola di un corpo.

È l'affinità che tiene unito l'atomo di cloro all'atomo di sodio nella molecola del cloruro di sodio: e parimente i due atomi che formano la molecola dell'idrogeno stanno uniti in virtù dell'affinità. Questa forza è quella che presiede alle combinazioni chimiche, e che determina la maggior parte delle decomposizioni.

L'affinità si esercita con un'azione ben differente da un corpo ad un altro. Molti corpi, posti a contatto fra loro, non spiegano alcuna azione chimica, altri si com-

binano con una debole energia, ed altri con una energia grandissima. Alcuni composti si lasciano decomporre difficilmente ed altri con grande facilità: ed i primi diconsi composti *stabili* e i secondi *instabili*.

Le così dette *proprietà elettive*, in virtù delle quali i differenti corpi hanno una diversa tendenza a combinarsi, dipendono unicamente dalla intima loro natura: però possiamo per lo più prevederle, osservando la serie elettrica dei corpi semplici. Questa serie è stata stabilita da Berzelius, ponendo mente alle decomposizioni dei corpi ottenute per mezzo della pila. Quando la corrente elettrica separa due elementi di un composto, uno di essi si porta al polo positivo, e prende il nome di elemento *elettro-negativo*, e l'altro, che va al polo negativo, appellasi elemento *elettro-positivo*. In conseguenza di questo fatto i corpi semplici sono stati disposti in una serie, che comincia col più elettro-negativo di tutti, che è l'ossigeno, e termina col più elettro-positivo, che è il potassio; e ciascuno dei corpi intermedi è elettro-negativo rispetto a quelli che lo seguono nella serie, ed elettro-positivo rispetto a quelli che lo precedono. Or l'esperienza insegna che due corpi hanno tanto maggior tendenza a combinarsi fra loro, quanto più sono lontani l'uno dall'altro nella serie elettrica.

È anche da osservarsi che due corpi hanno fra loro tanto maggiore affinità, quanto più sono dissimili l'uno dall'altro. I metalloidi ossigeno e cloro, corpi dissimilissimi dai metalli, si combinano con questi con grande energia, sviluppando molto calore; mentre i metalli, che sono corpi aventi l'uno con l'altro notevole somiglianza, si combinano fra loro con difficoltà e con uno sviluppo di calore quasi insensibile.

Si osserva ancora che quanto maggiore è l'affinità che due corpi hanno fra loro, tanto minore è il numero dei composti che possono formare nel combinarsi. Il cloro

ed il potassio, che si combinano con tanta energia da svolgere molto calore e luce, non formano che un solo composto, che è il cloruro di potassio; mentre l'ossigeno e l'azoto, che nelle condizioni ordinarie non esercitano fra loro alcuna azione chimica, possono, nel combinarsi sotto certe condizioni, formare, come vedremo, cinque composti differenti.

10. Cause, che agevolano la combinazione o la decomposizione dei corpi. Molte cause vi sono che possono modificare l'azione dell'affinità, e quindi agevolare la combinazione o la decomposizione dei corpi. Le principali che dai chimici si sogliono distinguere, sono lo *stato dei corpi*, il *calore*, l'*elettricità*, la *luce*, lo *stato nascente*, le *quantità relative dei corpi*, e la *forza catalitica*.

1.º Stato dei corpi. La coesione, che tiene unite più o meno tenacemente le molecole di un corpo solido, tende ad impedire che esse si separino per dar luogo ad una azione chimica con quelle di un altro corpo, e quindi è di ostacolo all'affinità. Le cause adunque che tendono ad indebolire la coesione, renderanno l'affinità più energica. Di qui si vede che lo stato liquido o gassoso deve agevolare l'azione dell'affinità, e quindi anche le combinazioni o le decomposizioni dei corpi. Gli antichi esprimevano questo principio dicendo: *corpora non agunt nisi soluta*. Talora peraltro avviene il caso, benchè rarissimo, che abbiano luogo delle azioni chimiche fra due corpi solidi. Il fosforo e l'odio posti a contatto esercitano fra loro un'azione chimica vivissima. La calce e il sale ammoniaco, ridotti in polvere e mescolati, reagiscono fra loro, e sviluppano gas ammoniaco.

2.º Calore. Il calore, che opera contro la coesione non solo dilatando i corpi, ma facendoli anche passare dallo stato solido allo stato liquido e allo stato aeriforme, rende in generale più agevole l'azione dell'affinità.

Abbiamo già veduto che l'azione del calore determina la combinazione della limatura di ferro colla polvere di zolfo, producendo il solfuro di ferro, e che senza l'aiuto del calore questi due corpi sarebbero rimasti in semplice miscuglio. Il calore, oltre ad operare contro la coesione, favorisce le azioni chimiche anche in una maniera diretta. Infatti un volume di ossigeno e due d'idrogeno, in cui la coesione è nulla perchè sono allo stato gassoso, si combinano con forte detonazione per il solo contatto della fiamma di un lume. Quando poi il calore sia ad un grado troppo elevato, opera in senso contrario all'affinità. Così mentre il calore di 300° C., produce la combinazione del mercurio coll'ossigeno dell'aria e la formazione dell'ossido rosso di mercurio; un calore più intenso, quale è quello di 400° C., determina la decomposizione di quest'ossido e la riproduzione del mercurio e dell'ossigeno. Si ritiene che non vi sia alcun corpo composto, che per un calore di sufficiente intensità non si risolva nei suoi elementi.

3.^o *Elettricità*. Anche l'elettricità è un agente ora di combinazione ora di decomposizione. Una scintilla elettrica produce, come già dicemmo, la combinazione dell'ossigeno coll'idrogeno, mentre una serie di scintille determina la decomposizione del gas ammoniaco, risolvendolo nei suoi due elementi l'idrogeno e l'azoto. Qui però è da notarsi che un'alta temperatura produce nei due casi il medesimo effetto. La corrente elettrica poi è uno dei più potenti mezzi che si conoscano per ottenere decomposizioni o combinazioni di corpi. L'acqua, gli acidi, i sali e quasi tutti i corpi composti, si decompongono per effetto di una corrente assai energica. Le arti della galvanoplastica, dell'inargentatura e doratura elettrica sono fondate sulle decomposizioni de' sali di rame, d'argento e d'oro operate per mezzo della pila.

Se nel decomporre l'acqua colla corrente elettrica

si adoperasse come elettrodo positivo una laminetta di ferro o di rame piuttosto che di platino, l'ossigeno non si svilupperebbe più allo stato gassoso, ma si combinerebbe col metallo; mostrando così un esempio di una combinazione prodotta dalla elettrica corrente. Il Berthelot ha ottenuto l'*acetilene*, combinando direttamente il carbonio coll'idrogeno, per mezzo dell'arco voltaico, prodotto da una forte corrente tra due punte di carbone in un uovo elettrico ripieno d'idrogeno.

4.° *Luce*. Una causa di azioni chimiche è parimente la luce, sebbene molto più debole del calore e della elettricità. I due gas cloro e idrogeno possono rimanere indefinitamente mescolati senza combinarsi, purchè si conservino nell'oscurità. Se poi vengano investiti dai raggi diretti del sole, o anche riflessi da uno specchio contro il vaso di vetro che contiene questo miscuglio, essi si combinano immediatamente con detonazione, producendo acido cloridrico. L'arte della fotografia è fondata sulla proprietà che ha la luce, di decomporre certi sali d'argento, come il cloruro e l'ioduro di questo metallo.

5.° *Stato nascente*. Chiamasi con questo nome lo stato di un corpo nell'atto che si svincola da una combinazione. Allora si riscontra che questo ha maggiore tendenza a combinarsi con un altro, e vi si combina anche quando nelle condizioni ordinarie non vi si sarebbe combinato. L'ossido di mercurio, posto in una boccia piena di cloro, si decompone: il mercurio si unisce ad una porzione di cloro formando il cloruro di mercurio, e l'ossigeno nascente si unisce ad un'altra porzione di cloro, formando l'anidride ipoclorosa. Quest'ultima non si otterrebbe mai, se si ponesse semplicemente a contatto il cloro coll'ossigeno ordinario.

6.° *Quantità relative dei corpi*. L'azione dell'affinità, che due corpi hanno con un terzo, può talvolta essere modificata da una proprietà che sembrano avere le

quantità relative di essi quando si trovano in presenza di questo. Una tale proprietà, che il Berthollet chiamò *azione di massa*, consiste nella prevalenza che ha sull'altro il corpo che è in quantità maggiore, per cui è capace di scacciare da una combinazione quello che vi si trova in minore quantità. Una corrente di vapore acqueo fatta passare per un tubo di porcellana contenente dei fili di ferro, e riscaldato in un fornello a riverbero (fig. 1^a), si decompone, cedendo l'ossigeno al ferro,

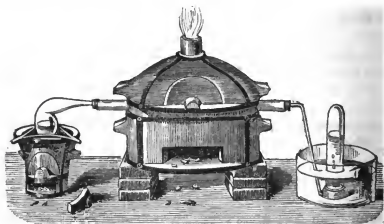


Fig 1. — Decomposizione dell'acqua per mezzo del ferro.

il quale si ossida, e lasciando svolgere l'idrogeno, che può raccogliersi sul bagno idro-pneumatico. Se invece venga fatta passare una corrente d'idrogeno su quest'ossido di ferro scaldato a rosso; l'azione prevalente della maggior quantità d'idrogeno farà sì, che questo decomponga l'ossido per unirsi all'ossigeno e formare il vapore acqueo, rimanendo il ferro in libertà.

Questa azione di massa sembra giustificata anche da alcune esperienze fatte dal chimico Debray. Egli fece passare sull'ossido magnetico di ferro scaldato a rosso dei miscugli formati con un volume di vapore acqueo e

con uno o con due o con tre volumi d'idrogeno, e trovò che quell'ossido si riduceva solamente allo stato di protossido. Con un miscuglio poi formato da un volume di vapore e quattro d'idrogeno ottenne dall'ossido il ferro allo stato metallico. Trovò pure che col vapore e l'idrogeno mescolati a volumi eguali non si produceva l'ossidazione del ferro metallico, ma che con un miscuglio di quattro volumi di vapore ed uno d'idrogeno questa ossidazione si produceva.

Esperienze recenti analoghe fatte dal chimico Sainte-Claire-Deville stanno invece a contrariare la così detta azione di massa. Esse hanno mostrato che il ferro scaldato in contatto del vapore acqueo si ossida finchè la tensione dell'idrogeno sviluppatosi non arriva ad un certo valore invariabile per una data temperatura; e di più che, se sia mantenuta costante la tensione del vapore, e sia portata la temperatura ad un grado elevatissimo (da 150 a 1600 gradi), il ferro decompone il vapore con minore energia a misura che più viene riscaldato.

7.^o *Forza catalitica.* Con questo nome fu chiamata da Berzelius quella causa particolare, per cui certi corpi possono determinare delle combinazioni o delle decomposizioni per effetto della sola loro presenza, mentre essi non subiscono alcuna chimica alterazione. La spugna di platino, introdotta in un miscuglio di due volumi d'idrogeno con uno di ossigeno, fa sì che i due gas si combinino con detonazione, senza che la spugna chimicamente venga alterata. Il clorato di potassa si decompone svolgendo il gas ossigeno, quando venga scaldato in una storta al di sopra di 400° C.: ma se prima si mescoli con questo sale un poco di perossido di manganese ovvero di ossido di rame, la sola presenza di uno di questi corpi determina la decomposizione del clorato e lo svolgimento dell'ossigeno ad una temperatura molto più bassa. Questa causa particolare, della quale molti chimici ritengono

tuttora ignota la natura, vien chiamata anche *azione di presenza*.¹

11. Fenomeni, che accompagnano le combinazioni e le decomposizioni dei corpi. I principali fenomeni, che accompagnano le azioni chimiche, consistono nello sviluppo di calore, di elettricità, e talvolta anche di luce. La limatura di rame, che venga gettata nello zolfo fuso, si combina tosto con esso, divenendo incandescente. Nella combustione ordinaria del carbone e del legno e in quella dei lumi è la combinazione dell'ossigeno dell'aria coi corpi combustibili, che sviluppa il calore e la luce. Nell'ossigeno puro le combustioni sono più vive, attesa la maggiore rapidità con cui i corpi vi si combinano. Il fosforo ed il magnesio bruciano in questo gas producendo un eccessivo calore ed una luce abbagliante. Se poi la combinazione avvenga lentamente, come quando un pezzo di ferro si ossida nell'aria umida; allora il debole calore che si sviluppa viene continuamente trasmesso ai corpi circostanti, e a noi non si manifesta.

Quando due corpi hanno sviluppato nel combinarsi una certa quantità di calore, se noi vorremo nuovamente separarli, dovremo somministrarne ad essi una quantità eguale. E questa allora viene dai medesimi presa e ritenuta a guisa di calore latente, nell'atto che tornano ad esistere allo stato primiero di libertà. Mirabile correlazione, che esiste tra il lavoro calorifico e il lavoro chimico, senza che vi sia neppure la minima perdita di forza viva!

Vi sono peraltro alcuni corpi, che nel decomporsi

¹ Colle dottrine moderne sul movimento molecolare termico della materia possiamo renderci ragione di simili fenomeni, supponendo per esempio che il corpo estraneo che si trova in presenza, dia l'impulso all'azione chimica in virtù dei suoi movimenti molecolari aventi lo stesso ritmo di quelli di uno degli elementi del miscuglio che deve dar luogo alla combinazione, o del composto che si deve decomporre.

non assorbono calore, ma invece ne sviluppano, e talvolta in grande abbondanza. All'ioduro di azoto basta il solo contatto con una barba di penna, per produrre un'esplosione, decomponendosi in iodio ed in azoto. E qui può dirsi che, quando questi due corpi si unirono, la combinazione dovè effettuarsi con assorbimento di calore, il quale nel composto rimase allo stato latente, e ritornò poi sensibile nell'atto della decomposizione. I corpi, che nel decomporsi sviluppano calore, sono stati chiamati *corpi esplosivi*, sebbene non tutti producano un'esplosione. Il protossido di azoto, che si decompone producendo solamente del calore senza esplosione sensibile, è di questa categoria.

Quanto poi allo sviluppo di elettricità nelle azioni chimiche, basterà solamente citare la pila, di cui la elettricità si ritiene che sia appunto da esse prodotta.

LEGGI DELLE COMBINAZIONI.

12. Legge della conservazione della materia. *Il peso di un composto è eguale alla somma dei pesi dei suoi componenti.* Sia che si faccia l'analisi di un corpo qualunque, sia che si faccia la sintesi di più elementi, l'uso della bilancia sta sempre a dimostrare la verità di questa legge trovata da Lavoisier, la quale ha portato a stabilire questa massima fondamentale, che nelle azioni chimiche *niente si distrugge, niente si crea.*

13. Legge delle proporzioni definite, o legge di Proust. *I corpi, per formare un medesimo composto, si combinano sempre in proporzioni definite ed*

invariabili. Questa legge, che fu dimostrata pei lavori di Wenzel, di Richter e di Berzelius, vien detta anche *legge di Proust*, perchè da questo chimico fu sostenuta e difesa vittoriosamente contro le obbiezioni di un valente avversario, quale era Berthollet. Quando i corpi entrano fra loro in combinazione per formare un dato composto, vi entrano sempre in una certa proporzione determinata ed invariabile. Se noi volessimo unire due corpi in proporzione diversa da quella che richiede la loro natura, faremmo opera vana; perchè, avvenuta la combinazione, avanzerebbe sempre una parte di quell'elemento, che noi vi avessimo messo in quantità troppo grande. Se invece di unire due volumi d'idrogeno ed uno d'ossigeno per ottenere l'acqua, s'introducessero in un eudiometro due volumi dell'uno e due dell'altro gas, si otterrebbe la formazione dell'acqua, ma avanzerebbe un volume d'ossigeno, il quale non avrebbe preso parte all'azione chimica.

Se si valutassero in peso piuttosto che in volume, si troverebbe, come è chiaro, un risultato simile. Si sa che i due volumi d'idrogeno pesano 8 volte meno del volume di ossigeno con cui si uniscono. Dunque un grammo del primo si combina perfettamente con otto grammi del secondo per formare nove grammi di acqua. Or se il miscuglio dei due gas fosse fatto in una proporzione differente, essi si combinerebbero sempre nel rapporto in peso di 1 a 8, producendo nove parti di acqua, ma troveremmo sempre un residuo inalterato o dell'uno o dell'altro dei due gas.

Qualunque altro composto che volesse prendersi in esame ci mostrerebbe sempre l'esistenza di questa *legge delle proporzioni definite*, la quale può anche esprimersi dicendo: *I pesi dei componenti di un corpo composto qualunque, hanno fra loro un rapporto determinato ed invariabile.*

14. Equivalenti. Wollaston chiamò *equivalenti* i numeri *proporzionali*, che esprimono i rapporti tra i pesi dei corpi che si combinano. L'esperienza insegna che

- 8 grammi di ossigeno si combinano, come abbiain già detto, con 1 gr. d'idrogeno per formar 9 gr. di acqua;
- 8 gr. di ossigeno si combinano con 39 gr. di potassio, per produrre 47 gr. di ossido potassio;
- 8 gr. di ossigeno si combinano con 33 gr. di zinco, per produrre 41 gr. d'ossido di zinco;
- 8 gr. d'ossigeno si combinano con 100 gr. di mercurio, per formare 108 gr. d'ossido mercurico.

Si trova pure coll' esperienza che ognuno dei medesimi pesi 1 d'idrogeno, 39 di potassio, 33 di zinco, 100 di mercurio, è capace di combinarsi col peso 35,5 di cloro per dar luogo alla formazione dei rispettivi cloruri di questi corpi.

E si riscontra ancora un altro fatto non meno singolare, cioè che il medesimo peso 8 di ossigeno si unisce allo stesso peso 35,5 di cloro, per formare un altro composto, che è l'anidride ipoclorosa o acido ipocloroso anidro. I numeri 1 8 39 33 100 35,5 sono dunque
idrogeno ossigeno potassio zinco mercurio cloro
 gli *equivalenti* di tali corpi.

Di più si trova che quando in una reazione chimica un corpo viene a sostituirsi ad un altro per dar luogo alla formazione di un nuovo composto, quel corpo vi si sostituisce appunto in una quantità espressa dal suo equivalente. Valga a mostrarlo il seguente esempio.

L'acido cloridrico è un corpo composto di cloro e d'idrogeno. Posto in contatto con 33 grammi di zinco, subito si decompone, e perde un grammo d'idrogeno, mentre lo zinco vi si sostituisce, combinandosi con grammi 35,5 di cloro per formare un nuovo corpo chiamato cloruro di zinco.

I numeri adunque che in chimica furon detti *equivalenti* altro non sono che *i pesi relativi*, secondo i quali i corpi si combinano tra loro, o si sostituiscono gli uni agli altri per formare delle combinazioni analoghe.

Dagli esempi sopra riportati si vede che è stato preso per unità l'equivalente dell'idrogeno, che è il più leggiero di tutti i corpi conosciuti. Se invece si fosse preso per unità l'equivalente di qualunque altro corpo, i rapporti sarebbero stati sempre i medesimi, ma non si avrebbe avuta più nei numeri la stessa semplicità.

15. Legge delle proporzioni multiple, o legge di Dalton. *Quando due corpi si combinano in più proporzioni, i differenti pesi dell'uno di essi, che si uniscono ad un medesimo peso dell'altro, stanno fra loro in un rapporto semplice.*

Non solamente i corpi si combinano in proporzioni determinate ed invariabili per formare un medesimo composto, ma uno stesso corpo può ancora combinarsi in diverse proporzioni con un altro, per dar luogo a dei composti differenti. La legge sopra enunciata, che presiede a queste serie di combinazioni, è stata scoperta da Dalton nel 1804, e dicesi la *legge delle proporzioni multiple*. Qualche esempio basterà per darne più chiara idea.

Le analisi più accurate dei cinque composti di azoto e d'ossigeno hanno mostrato

che 14 grammi di azoto si combinano

- con 8 gr. d'ossigeno, e formano il protossido di azoto;
- .. 16 .. il biossido di azoto;
- .. 24 .. l'acido azotoso o anidride azotosa;
- .. 32 .. l'ipozotide (acido ipozotico);
- .. 40 .. l'acido azotico anidro o anidride azotica.

I numeri 8, 16, 24, 32, 40 hanno fra loro i rapporti semplici di 1:2:3:4:5.

Sapendosi poi che l'equivalente dell'azoto è espresso da 14 e quello dell'ossigeno da 8, si vede che, per formare questa serie di composti, un equivalente del primo si combina or con uno, or con 2, or con 3, or con 4 ed or con 5 equivalenti del secondo.

Parimente pei cinque composti del manganese coll'ossigeno si trova

che 27,5 parti di manganese sono combinate

con 8 di ossigeno nel protoossido di manganese;
.. 12 nel sesquiossido di manganese;
.. 16 nel biossido di manganese;
.. 24 nell'acido manganico anidro;
.. 28 nell'acido permanganico anidro.

I numeri 8, 12, 16, 24, 28 stanno fra loro come $1:1\frac{1}{2}:2:3:3\frac{1}{2}$, che sono rapporti assai semplici. In questa serie si osserva che l'equivalente 27,5 del manganese è combinato con uno, con $1\frac{1}{2}$, con 2, con 3 e con $3\frac{1}{2}$ equivalenti di ossigeno.

E pei due composti del carbonio coll'ossigeno, quali sono l'ossido di carbonio e l'anidride carbonica, troviamo

che 6 parti di carbonio sono unite

con 8 di ossigeno nell'ossido di carbonio;
.. 16 nell'anidride carbonica (acido carbonico).

È manifesto che i numeri 8 e 16 stanno fra loro nel rapporto semplicissimo di 1:2. L'equivalente 6 del carbonio è combinato con un equivalente di ossigeno nel primo composto e con 2 nel secondo.

Non ometteremo di notare fin d'ora che i chimici moderni non vogliono più chiamare col nome di *equivalenti* i numeri che esprimono i rapporti tra i pesi dei corpi che si combinano, e dei quali abbiamo parlato so-

pra (14), ed amano piuttosto chiamarli semplicemente *numeri proporzionali*. Le espressioni poi di *equivalente*, *equivalenza*, *valenza* si vogliono oggi usare per indicare la differente capacità di saturazione degli atomi, della quale parleremo in seguito.

16. Legge dei volumi, o legge di Gay-Lussac.

Ad una medesima pressione e ad una medesima temperatura, esiste sempre un rapporto semplice tra i volumi dei gas che si combinano, ed esiste anche un rapporto semplice tra la somma dei volumi dei gas componenti e il volume del gas che risulta dalla combinazione. Ecco alcuni esempi.

- 1 vol. d'idrogeno e 1 vol. di cloro danno 2 vol. di gas cloridrico.
- 1 vol. d'azoto e 1 vol. d'ossigeno danno 2 vol. di biossido d'azoto.
- 2 vol. d'azoto e 1 vol. d'ossigeno danno 2 vol. di protossido d'azoto.
- 2 vol. d'idrogeno e 1 vol. d'ossigeno danno 2 vol. di vapore acqueo.
- 1 vol. d'azoto e 3 vol. d'idrogeno danno 2 vol. di gas ammoniaco.

La sola ispezione di questi esempi mostra chiaramente la verità di questa legge formulata da Gay-Lussac nel 1809; mostra cioè che tali rapporti sono semplici, perchè possono essere espressi da numeri molto piccoli.

Si osservi che quando due gas si combinano a volumi eguali, come nei due primi esempi, non ha luogo in generale alcuna contrazione, perchè il volume del gas composto è eguale alla somma dei volumi dei gas componenti: ma quando si combinano a volumi ineguali, come negli altri tre esempi, ha sempre luogo una contrazione.

TEORIA ATOMICA.

17. Principj fondamentali. La teoria atomica, di cui è riconosciuto come il vero autore Dalton, si fonda sui principj seguenti:

1.° Ogni corpo è formato da un gran numero di piccolissime particelle non divisibili per alcuna forza della natura, alle quali si dà il nome di *atomi*.

2.° Dicesi *molecola* un gruppo di atomi, che stanno riuniti per la forza di affinità senza confondersi, e che non possono essere separati, che per effetto di azioni chimiche. I corpi semplici sono aggregati di molecole costituite da uno o più atomi della medesima specie, e i corpi composti sono aggregati di molecole formate da due o più atomi di specie differente.

3.° L' atomo di un corpo semplice è la più piccola quantità di questo corpo, che possa esistere in una molecola. La molecola è la più piccola quantità di un corpo, che possa esistere allo stato di libertà, o che possa entrare in una reazione chimica, od uscirne.

4.° Ogni atomo è dotato di un peso invariabile in ciascun corpo semplice, sebbene gli atomi dei diversi corpi semplici abbiano peso differente.

5.° Nelle combinazioni chimiche un certo numero di atomi di differenti specie di materia vengono ad aggrupparsi insieme, e a costituire così le molecole dei corpi composti.

6.° Nelle decomposizioni dei corpi ordinariamente le molecole si disfanno, ma gli atomi raramente restano liberi. Talvolta gli atomi eterogenei si riuniscono fra loro in altre proporzioni, e formano le molecole di altri corpi composti; e talvolta si riuniscono due o più atomi omogenei, per costituire le molecole dei rispettivi corpi semplici, che rimangono in libertà. In qualunque reazione chimica le molecole non possono essere modificate che in tre maniere differenti. 1.° Esse possono accrescersi per l'addizione di nuovi atomi. 2.° Possono venire alterate per la sostituzione di nuovi atomi ad altri che esse perdono. 3.° Possono scindersi, dando luogo alla separazione dei loro elementi.

Sebbene non siasi giammai potuto isolare un atomo nè una molecola, l'ipotesi, o meglio, la teoria atomica, dipinge al nostro spirito con una grande nettezza i fenomeni della chimica, i quali non consistono in altro, come già dicemmo, che in combinazioni e in decomposizioni di corpi.

La teoria atomica rende perfettamente ragione della legge delle proporzioni definite. Non potendo infatti esistere una frazione di atomo, perchè gli atomi sono indivisibili, è necessario che quando due corpi si combinano fra loro, si unisca sempre un numero intero di atomi del primo con un numero intero di atomi del secondo. Quindi è manifesto che deve esistere fra i pesi dei componenti un rapporto determinato ed invariabile (13).

La teoria atomica rende ragione ancora della legge delle proporzioni multiple, anzi questa ne è una conseguenza. Imperciocchè, se uno o più atomi di un corpo non possono unirsi che ad 1, 2, 3, 4, ec. atomi di un altro, i differenti pesi del secondo, che si combinano con un medesimo peso del primo, debbono avere tra loro dei rapporti semplici e razionali (15).

7.° I veri fondamenti della teoria atomica sono la legge dei volumi di Gay-Lussac (16), e la legge dei calori specifici degli atomi scoperta dai fisici Dulong e Petit (20), per mezzo delle quali leggi si giunge a determinare il peso delle molecole e degli atomi dei corpi. In virtù della prima, coadiuvata, come vedremo, da un'ipotesi ragionevolissima di Avogadro ed Ampère, si determina il peso molecolare dei corpi gassosi e poscia il loro peso atomico; e in virtù della seconda si ottengono i pesi atomici dei corpi elementari allo stato solido, come pure dei pochi liquidi (mercurio e bromo) dopo averli fatti passare allo stato solido. Non essendo però possibile il determinarne il peso assoluto, perchè gli atomi e le molecole non cadono sotto i nostri sensi, ne fu determi-

nato il peso relativo rispetto al *peso dell' atomo d'idrogeno preso per unità*.

Si può osservare frattanto che i corpi composti hanno un peso molecolare, ma non possono avere un peso atomico loro proprio, perchè i pesi atomici non sono altro che i pesi degli atomi dei corpi semplici, d'onde risultano tutti i corpi composti. I corpi semplici poi hanno un peso atomico ed insieme un peso molecolare differente da esso, tranne alcuni, nei quali la molecola è formata da un solo atomo.¹

18. Pesi molecolari dei corpi gassosi. Quando fosse noto il peso atomico di tutti i corpi semplici, è manifesto che il peso molecolare di un corpo qualunque sarebbe sempre dato dalla somma dei pesi degli atomi che ne formano la molecola. Ma per trovare il peso atomico di tutti i corpi gassosi, è necessario stabilirne prima il peso molecolare, per dedurre poi dalla cognizione di questo e da quella della composizione delle molecole i relativi pesi degli atomi.

La determinazione dei pesi molecolari dei gas o vapori riposa, come abbiamo accennato, sulla legge dei volumi scoperta da Gay-Lussac e su un'ipotesi di Avogadro ed Ampère. La prima, come già vedemmo, insegna che, *nelle medesime condizioni di pressione e di temperatura, esiste sempre un rapporto semplice tra i volumi dei gas che si combinano, come pure tra la somma dei volumi dei gas componenti e quello del gas, che risulta dalla combinazione*. L'ipotesi messa innanzi da Avogadro nel 1811, e poi riprodotta da Ampère nel 1814, consiste nell'ammettere che *volumi eguali di differenti*

¹ La molecola dell'idrogeno, dell'ossigeno, dell'azoto e della maggior parte dei corpi semplici consta di due atomi, quella del fosforo e dell'arsenico ne contiene quattro, e quella del mercurio, dello zinco e del cadmio si confonde coll'atomo.

corpi gassosi tanto semplici che composti contengano un egual numero di molecole. Questa ipotesi fu dedotta dal fatto fisico che i gas si dilatano o si contraggono presso a poco egualmente per le medesime variazioni di temperatura e di pressione. Ed era naturale il pensare che le molecole, essendo contenute in egual numero in volumi eguali di differenti gas, dovessero avvicinarsi o allontanarsi egualmente per eguali variazioni di pressione o di temperatura.

Coll' aiuto della legge di Gay-Lussac e di questa ipotesi si stabilisca prima di tutto il peso atomico e molecolare dell' idrogeno, che è il tipo a cui si riferiscono quelli di tutti gli altri corpi. Ecco un modo molto semplice col quale noi procediamo in questa ricerca.

Se i corpi gassosi contengono, a volume eguale, un egual numero di molecole, chiaro apparisce che il rapporto semplice, che esiste tra i volumi dei gas componenti e quello dei gas o vapori composti che ne risultano, dovrà esistere ancora tra i rispettivi numeri delle loro molecole. Fu già veduto (16) che *un volume* d' idrogeno e *un volume* di cloro si combinano, producendo *due volumi* di gas acido cloridrico: lo che può esprimersi nel seguente modo:

1 vol. d' idrog. + 1 vol. di cloro = 2 vol. di gas cloridrico.

Se dunque si chiami n il numero delle molecole contenute in un volume di questi gas, una tale azione chimica potrà esprimersi anche in quest' altro modo:

$n^{mol.}$ d' idrog. + $n^{mol.}$ di cloro = $2n^{mol.}$ di gas cloridrico;

Di qui si deduce che

$1^{mol.}$ d' idrog. + $1^{mol.}$ di cloro = $2^{mol.}$ di gas cloridrico;

e quindi che

$\frac{1}{2}^{mol.}$ d' idrog. + $\frac{1}{2}^{mol.}$ di cloro = $1^{mol.}$ di gas cloridrico.

Quando dunque si combinano fra loro l'idrogeno ed il cloro, tutte le loro molecole si dividono per metà, ed ogni molecola del gas acido cloridrico che ne risulta, è composta di una mezza molecola d'idrogeno e di una mezza molecola di cloro.

Riprendasi anche l'esempio della composizione dell'acqua. Si sa che

2 vol. d'idrogeno + 1 vol. d'ossigeno = 2 vol. di vapore;

ovvero che

$2n^{\text{vol.}}$ d'idrogeno + $n^{\text{vol.}}$ d'ossigeno = $2n^{\text{vol.}}$ di vapore.

Perciò

$2n^{\text{vol.}}$ d'idrogeno + $1n^{\text{vol.}}$ d'ossigeno = $2n^{\text{vol.}}$ di vapore;

e quindi

$1n^{\text{vol.}}$ d'idrogeno + $\frac{1}{2}n^{\text{vol.}}$ d'ossigeno = $1n^{\text{vol.}}$ di vapore.

Una molecola di vapore acqueo è dunque composta di una molecola d'idrogeno e di una mezza molecola d'ossigeno.

Se volessero passarsi in rivista tutti i composti idrogenati, si troverebbe che non ve n'è alcuno che contenga meno di una mezza molecola d'idrogeno. Per conseguenza la mezza molecola d'idrogeno è la più piccola quantità di questo corpo, che possa esistere in una molecola di qualsivoglia composto conosciuto: e quindi questa *mezza molecola* rappresenta appunto l'*atomo* dell'idrogeno. Imperocchè sappiamo (17. 3°) che l'atomo di un corpo è la più piccola quantità di esso, che possa esistere in una molecola. Possiam dunque stabilire che la molecola dell'idrogeno è composta di due atomi, e che, essendosi preso per *unità* il peso del suo atomo, sarà il peso della medesima espresso dal numero 2. ✓

Qualora si esaminassero i composti clorati e i composti ossigenati, si troverebbe parimente che non ve n'è

alcuno, che contenga meno di una mezza molecola di cloro o meno di una mezza molecola di ossigeno. Per la qual cosa stabiliremo fin d'ora anche per il cloro e per l'ossigeno che la mezza molecola corrisponde all'atomo, e che la loro molecola consta di due atomi. Quindi possiamo dire che la molecola dell'acido cloridrico è composta di un atomo d'idrogeno e di un atomo di cloro, e che la molecola dell'acqua è composta di due atomi d'idrogeno e di uno di ossigeno.

Tutto ciò si è potuto dedurre, come è chiaro, dal fatto che *due volumi* di gas acido cloridrico risultano da *un volume* d'idrogeno e da *un volume* di cloro, e che *due volumi* di vapore acqueo risultano da *due volumi* d'idrogeno e da *un volume* di ossigeno. Dal che si vede che *l'atomo di questi corpi corrisponde ad un volume, e che la molecola corrisponde a due volumi*. Or questa doppia proprietà non appartiene solamente ai corpi sopra nominati, ma bensì alla maggior parte dei corpi semplici gassosi, o che possono ridursi allo stato di vapore, che, come è chiaro, hanno la molecola formata da due atomi. Di più la chimica insegna che la proprietà di corrispondere a due volumi gassosi appartiene ad ogni molecola anche di tutti i corpi composti, che possono prendere lo stato gassoso senza scomporsi. Perciò, essendo preso per unità il *peso di un volume* d'idrogeno, concluderemo che il peso di un volume della maggior parte dei gas o vapori semplici ne rappresenterà il peso atomico, e che il peso di due volumi di un gas o di un vapore semplice o composto rappresenterà il peso della sua molecola, ossia il suo *peso molecolare*.

Il peso di un sol volume di un gas o di un vapore, riferito così al peso di un volume d'idrogeno, non è altro che la sua densità rispetto a quest'ultimo corpo; perchè questa è appunto il rapporto dei pesi di volumi eguali di quel gas e d'idrogeno.

In fisica le densità dei gas e dei vapori sono riferite a quella dell'aria presa per unità: e sappiamo che, ad egual temperatura e pressione, l'idrogeno è 14,44 volte meno denso dell'aria. Perciò, se vogliamo riferire le densità dei corpi gassosi all'idrogeno piuttosto che all'aria: vale a dire, se vogliamo riferirle ad una unità, che è 14,44 volte più piccola; è chiaro che i numeri esprimenti le densità dei gas e dei vapori riferite all'idrogeno risulteranno tutti 14,44 volte più grandi.

Dunque, per trasformare le densità dei gas e dei vapori relative all'aria in densità relative all'idrogeno, basterà moltiplicarle tutte pel numero 14,44. Così potremo ottenere il peso atomico dei più dei corpi semplici gassosi o riducibili allo stato di vapore.

Per ottenere poi i pesi molecolari di tutti i gas e vapori tanto semplici che composti, basterà prendere il doppio della loro densità rispetto all'idrogeno, ossia *moltiplicare le loro densità relative all'aria per il doppio del numero 14,44, vale a dire pel numero 28,88.*

Come esempio, sia da trovarsi il peso molecolare dell'acqua. La densità del vapore acqueo relativa all'aria essendo 0,6235, il suo peso molecolare sarà $0,6235 \times 28,88 = 18,00668$. Sicchè, trascurando la piccola frazione decimale, si può ritenere il numero 18 per esprimere il peso della molecola dell'acqua.

Come riprova, osserveremo che, se un atomo d'idrogeno ha il peso di 1, l'atomo di ossigeno, che è un gas 16 volte più denso dell'idrogeno, e che ha anch'esso la sua molecola formata da due atomi, deve avere un peso di 16. Dunque

se due atomi d'idrogeno pesano . .	2
ed un atomo di ossigeno pesa . . .	16

la molecola di acqua deve pesare 18.

19. Pesi atomici dedotti dai pesi molecolari dei corpi gassosi. Conosciuti che siano i pesi molecolari dei gas e dei vapori, si procede con metodo generale alla determinazione di tutti i loro rispettivi pesi atomici, fondandosi da una parte sul solito principio (17.3°) che l'atomo di un corpo è la più piccola quantità di esso, che possa esistere in una molecola, e dall'altra sulla composizione chimica della molecola stessa. Il metodo, che per questa operazione si tiene, lo mostreremo, per maggior chiarezza e brevità, con un esempio.

Vogliasi trovare il peso atomico dell'azoto. A tale oggetto, dopo aver determinato il suo peso molecolare, come pure quello dei composti volatili che esso forma, quali sono il suo protossido, il biossido, l'ipoazotide, l'acido azotico idrato, l'acido azotico anidro e l'ammoniaca; si cerchino, mediante l'analisi chimica, per tutti questi composti le diverse quantità di azoto contenute in pesi proporzionali ai rispettivi pesi molecolari, che è quanto dire in pesi che rappresentano i loro rispettivi pesi molecolari. Così facendo si troverà che il peso molecolare, ossia la doppia densità relativa all'idrogeno è

pel protossido d'azoto	44	e contiene	28 d'azoto	e	16 d'ossigeno.
pel biossido d'azoto.	30		14		16
per l'ipoazotide	46		14		32
per l'acido azotico					
idrato	63		14		48 oss. e idr.
per l'acido azotico					
anidro	108		28		80 d'ossigeno.
per l'ammoniaca	17		14		3 d'idrogeno.
per l'azoto	28		28		

Di qui si vede che la più piccola quantità di azoto contenuta nel peso molecolare di tutti questi corpi è espressa dal numero 14, e che perciò questo numero indica il peso atomico dell'azoto.

Osservando poi che il peso molecolare è 28, doppio del numero 14, si concluderà che anche la molecola dell'azoto consta di due atomi. In generale il numero degli atomi della molecola di un corpo semplice sarà dato dal quoziente del peso molecolare diviso per il peso atomico.

Parimente si troverebbe per il cloro $\frac{71}{35,5} = 2$ e per

l'ossigeno $\frac{32}{16} = 2$. E già sapevasi che la molecola del

cloro e dell'ossigeno è formata da due atomi. Anzi giovi qui il ripetere che i corpi semplici gassosi, o che possono ottenersi allo stato di vapore hanno la molecola costituita da due atomi, ma che non tutti godono di questa proprietà. Il mercurio, lo zinco e il cadmio hanno il peso molecolare eguale al peso atomico, e perciò la loro molecola è di un solo atomo. Il fosforo poi e l'arsenico hanno la molecola di quattro atomi, perchè in essi il peso molecolare è quadruplo del peso atomico.

20. Pesi atomici dedotti dai calori specifici.

La legge dei calori specifici degli atomi scoperta dai fisici Dulong e Petit portò un altro valido appoggio alla teoria atomica. Imperciocchè mentre la legge dei volumi scoperta da Gay-Lussac riguarda solo i corpi gassosi o quelli che si possono agevolmente far passare allo stato di vapore; quella di Dulong e Petit riguarda i corpi solidi e i liquidi, ridotti essi pure allo stato solido.

È noto che il calore specifico di un corpo è quella quantità di calore, che è necessaria per inalzare di un grado la temperatura dell'unità di peso di questo corpo; mentre si rappresenta coll'unità, chiamata *caloria*, quella quantità di calore, che occorre per inalzare da 0° ad un grado la temperatura di un egual peso di acqua.

Dulong e Petit nel 1819 ebbero l'idea di moltiplicare il numero esprimente il calore specifico di un corpo

semplice per quello che rappresenta il peso atomico del medesimo corpo, e trovarono per i diversi corpi solidi o liquidi un prodotto sensibilmente eguale. Questo prodotto non è altro che il *calore specifico dell' atomo*, ossia il *calore atomico* di un corpo. Infatti se si chiami c il calore specifico, che è riferito, come abbiám detto, all' unità di peso, e p il peso atomico di un corpo; possiamo stabilire la proporzione $1 : p = c : x = cp$, che è il calore specifico dell' atomo di questo corpo. Per un corpo diverso dal primo avremmo una proporzione analoga $1 : p' = c' : x' = c'p'$. Or l'esperienza insegna che cp è sensibilmente eguale a $c'p'$: e quindi la legge di Dulong e Petit può esprimersi dicendo che *i calori specifici degli atomi sono sensibilmente eguali per tutti i corpi semplici*. E siccome dalla equazione $cp = c'p'$ si deduce la proporzione $c : c' = p' : p$, quella legge può anche formularsi dicendo che *i calori specifici di due corpi semplici sono in ragione inversa dei loro pesi atomici*.

Il valor medio dei prodotti cp , $c'p'$, ec. è 6, 4. Ed è chiaro che, secondo la esposta legge, si potrà facilmente trovare il peso atomico di un corpo semplice solido o liquido, quando se ne conosca il calore specifico. Avendosi infatti $pc = 6,4$ si otterrà il peso atomico, dividendo per c il numero 6,4 come si vede dalla equazione seguente $p = \frac{6,4}{c}$, che deriva dall' altra.

I corpi semplici carbonio, boro e silicio si allontanano molto dalla legge di Dulong e Petit. Ma ciò non recherà maraviglia, se si rifletta che questi tre corpi possono prendere più stati allotropici differenti,¹ in ciascuno dei quali il loro calore specifico è diverso.

¹ *Allotropia* quella proprietà, per la quale un medesimo corpo, trovandosi sotto certe condizioni diverse, può assumere dei carat-

Se però dalla legge dei calori specifici non può ottenersi il peso atomico di questi corpi, il medesimo può essere ottenuto in virtù della legge dei volumi sopra esposta. Queste due leggi si prestano un reciproco appoggio, e dove l'una è in difetto, l'altra supplisce. Per quei corpi poi, pei quali sono applicabili ambedue, l'una serve all'altra di riprova.

Questa riprova reciproca, che per alcuni corpi le due sopra menzionate leggi si prestano, porge un argomento validissimo in favore della legge di Avogadro ed Ampère. Infatti se vi sono dei corpi, dei quali il peso atomico trovato secondo la legge dei calori specifici coincide col peso atomico che se ne trova in virtù della legge dei volumi e di quella di Avogadro ed Ampère non potremo noi dire che anche quest'ultima è una verità di fatto, e non più una semplice ipotesi quale fu detta in principio?

21. Relazione tra i pesi atomici e i pesi equivalenti. Dalton credeva che i numeri proporzionali, o gli equivalenti di Wollaston, che, come sappiamo (14), esprimono i relativi pesi dei corpi che si combinano, rappresentassero anche i relativi pesi dei loro atomi. Questa opinione potrebbesi interamente ammettere, se gli equivalenti di tutti i corpi semplici corrispondessero

teri fisici e chimici differenti. Il carbone, la grafite e il diamante, benchè siano molto dissimili fra loro, altro non sono che carbonio in diversi stati allotropici. Lo zolfo molle e plastico, che si ottiene gettando nell'acqua fresca lo zolfo scaldato a 250°, mostra un altro esempio di vario stato allotropico. Di tali fenomeni ci rendiamo conto ammettendo che gli atomi componenti le molecole di un medesimo corpo prendano diverse maniere di aggregazione. Esistono anche molti corpi, che sebbene abbiano una medesima composizione qualitativa e quantitativa, nondimeno sono dotati di proprietà differenti. Essi diconsi corpi *isomeri*, e son ben distinti gli uni dagli altri. L'acido acetico ($C^2 H^4 O^2$) e lo zucchero d'uva ($C^6 H^{12} O^6$) sono corpi isomeri. La diversa maniera di aggregazione degli atomi costituenti le molecole di tali corpi può rendere ragione anche dell'isomeria.

ciascuno ad un atomo, ovvero ad un egual numero di atomi, lo che per molti non è vero. In generale può dirsi che i pesi equivalenti debbono corrispondere o ai relativi pesi atomici, ovvero a dei multipli o a dei summultipli dei medesimi. Or le due leggi sopra citate hanno rivelato che l'equivalente può corrispondere all'atomo per alcuni corpi semplici soltanto, mentre per molti altri corrisponde a due atomi. Fra questi ultimi vi è anche l'idrogeno, di cui l'equivalente era preso per unità. Nella teoria atomica peraltro si prende per unità, come abbiamo detto, il peso di *un solo* atomo di questo stesso corpo. Lo che vuol dire che tutti i pesi atomici sono riferiti ad una unità, che è la metà di quella a cui furono riferiti gli equivalenti. Di qui avviene che i numeri, rappresentanti i pesi atomici della maggior parte dei corpi semplici, risultano doppi di quelli che ne rappresentavano gli equivalenti.

È da notarsi che i metodi sopra indicati (19 e 20) per trovare i pesi atomici, e che sono fondati su quelle leggi, non presentano quel grado di precisione, che forma il carattere dell'analisi chimica, e ciò per cagione dei dati fisici, onde vengono determinate le densità dei corpi gassosi e i calori specifici: e riguardo a questi ultimi, anche perchè il numero 6, 4 che esprime il calore atomico non è un valore esatto, ma solamente un valor medio. A tutto questo però fu rimediato, facendo ai numeri dei pesi atomici le opportune correzioni, che furono ricavate dalle analisi chimiche le più esatte.

22. Regola generale per trovare il peso atomico di un corpo semplice, quando si conosca il suo equivalente chimico, e viceversa. Per ottenere il peso atomico dei metalloidi, si moltiplica per *due* l'equivalente dell' *ossigeno*, dello *zolfo*, del *selenio*, del *tellurio* e del *carbonio*. Gli altri metalloidi hanno il peso atomico eguale all'equivalente. .

Per ottenere i pesi atomici dei metalli, si moltiplicano per *due* gli equivalenti dei medesimi, fuorchè quelli del *potassio*, del *sodio*, del *litio*, dell'*argento*, del *cesio*, del *rubidio* e del *tallio*, poichè in questi ultimi l'equivalente eguaglia il peso atomico.

Se al contrario fosse noto il peso atomico ed incognito l'equivalente, è chiaro che per ottenere quest'ultimo dovrebbe farsi l'operazione inversa, vale a dire, che invece della moltiplicazione, si dovrebbe fare la divisione per *due* nei rispettivi casi sopra citati. Questa regola non soffre che qualche rara eccezione, la quale riguarda soltanto pochi corpi dei meno importanti o poco conosciuti.

FORMULE CHIMICHE.

23. Simboli dei corpi semplici. Ogni corpo semplice viene rappresentato da un simbolo, generalmente costituito da una lettera maiuscola, che è l'iniziale del suo nome preso dalla lingua latina. Quando però i nomi di più corpi hanno la stessa iniziale, questa si dà per simbolo ad uno solo, e per ciascuno degli altri si aggiunge alla medesima una lettera minuscola presa dal nome dello stesso corpo. Così il simbolo del carbonio è *C*, quello del calcio *Ca*, quello del rame *Cu*; quello dello zolfo è *S*, del selenio *Se*, dello stagno *Sn*, del silicio *Si*. Tali simboli servono anche ad indicare i pesi atomici dei varii corpi semplici riferiti a quello dell'idrogeno preso per unità. E mentre *H* rappresenta il peso 1 d'idrogeno, *O* rappresenta il peso 16 d'ossigeno, *C* rappresenta 12 di carbonio, *Ca* rappresenta 40 di calcio, *S* rappresenta 32 di zolfo. La tavola seguente contiene i nomi dei corpi semplici, i loro simboli chimici ed i numeri che esprimono i loro pesi atomici e i pesi equivalenti.

NOMI DEI CORPI SEMPLICI	SIMBOLI	PESI ATOMICI	EQUI- VALENTI
Alluminio	Al'''	27, 5	18, 75
Antimonio (<i>Stibium</i>).	Sb'''	122	61
Argento	Ag'	108	108
Arsenico.	As'''	75	75
Azoto.	Az'''	14	14
Bario	Ba''	137	68, 5
Bismuto.	Bi'''	210	105
Boro	Bo'''	11	11
Bromo	Br'	80	40
Cadmio	Cd''	112	56
Calcio	Ca''	40	20
Carbonio	C''	12	6
Cerio*	Ce''	92	47, 25
Cesio*	Cs'	133	133
Cloro.	Cl'	35, 5	35, 5
Cobalto	Co''	59	29, 5
Cromo	Cr'''	53, 5	26, 75
Didimio*	Di''	96	48
Erbio*	Er''	ignoto	ignoto
Ferro.	Fe''	56	28
Fluore	Fl'	19	19
Fosforo (<i>Phosphorus</i>)	Ph'''	31	31
Gallio*	Gl''	14	7
Idrogeno (<i>Hydrogenium</i>)	H'	1	1
Ilmenio*	Il	ignoto	63
Indio*.	In''	72	35, 919
Iodio	I'	127	127
Iridio	Ir'''	198	98, 5
Ittrio* (<i>Yttrium</i>).	Y''	64, 3	32, 18
Lantano*	La''	92	46
Litio*	Li'	7	7
Magnesio	Mg''	24	12
Manganese	Mn''	55	27, 5

NOMI DEI CORPI SEMPLICI	SIMBOLI	PESI ATOMICI	EQUI-VALENTI
Mercurio (<i>Hydrargyrum</i>)	<i>Hg</i> ^{II}	200	100
Molibdèno*	<i>Mo</i> ^{VI}	96	48
Nichelio (<i>Nickel</i>)	<i>Ni</i> ^{II}	59	29,5
Niobio*	<i>Nb</i> ^V	94	49
Oro (<i>Aurum</i>)	<i>Au</i> ^{III}	197	98,25
Osmio*	<i>Os</i> ^{IV}	199,2	99,5
Ossigeno	<i>O</i> ^I	16	8
Palladio*	<i>Pd</i> ^{II}	106,6	53,25
Pelopio*	<i>Pe</i>	ignoto	ignoto
Piombo	<i>Pb</i> ^{II}	207	103,5
Platino	<i>Pt</i> ^V	197,4	98,5
Potassio (<i>Kalium</i>)	<i>K</i> ^I	39	39
Rame (<i>Cuprum</i>)	<i>Cu</i> ^{II}	63,4	31,5
Rodio* (<i>Rhodium</i>)	<i>Rh</i> ^{II}	104,4	52
Rubidio*	<i>Rb</i> ^I	85,4	85,36
Rutenio*	<i>Ru</i> ^{IV}	104,4	52
Selenio	<i>Se</i> ^{II}	79,4	39,75
Silicio	<i>Si</i> ^{IV}	28	21
Sodio (<i>Natrum</i>)	<i>Na</i> ^I	23	23
Stagno	<i>Sn</i> ^{IV}	118	59
Strontio	<i>Sr</i> ^{II}	87,5	43,75
Tallio*	<i>Tl</i>	204	204
Tantalio*	<i>Ta</i> ^V	182	92,2
Tellurio	<i>Te</i> ^{II}	128	64,5
Terbio*	<i>Tr</i>	ignoto	ignoto
Titanio*	<i>Ti</i> ^{IV}	50	25
Torio* (<i>Thorium</i>)	<i>Th</i> ^{IV}	231,5	59,5
Tungsteno* (<i>Wolfram</i>)	<i>W</i> ^{III}	184	92
Uranio*	<i>U</i> ^{II}	120	60
Vanadio*	<i>V</i> ^{III}	68,5	68,5
Zinco	<i>Zn</i> ^{II}	65,2	32,5
Zirconio	<i>Zr</i> ^{IV}	89,6	33,6
Zolfo (<i>Sulphur</i>)	<i>S</i> ^{II}	32	16

In questa tavola i corpi segnati con asterisco sono i meno importanti e poco conosciuti. Vi sono molti chimici, che invece di rappresentare coi simboli i pesi atomici, amano piuttosto di rappresentare con essi gli equivalenti dei corpi, e usano nel trattare la scienza le vecchie formule, che unicamente agli equivalenti si riferiscono. Noi ci siamo attenuti al sistema atomico, che è quello, che oggi tende a prevalere nella chimica moderna.

Alcuni chimici usano i simboli tagliati nel mezzo con una linea orizzontale per quei corpi, il cui peso atomico è doppio dell'equivalente, e per gli altri usano i simboli soliti. Per esempio, scrivono Θ , S , Se , Te , G ; Gn , Mu , Zn , Fe ; come pure scrivono H , Cl , Br , Az ; K , Na , Li , Ag , Tl . Noi non seguiremo un tal sistema che non ci sembra oggi più necessario, e adopreremo sempre i simboli comuni, cioè non tagliati.

24. Formule dei corpi composti. Ogni corpo composto viene rappresentato da una formula, che riunisce i simboli dei corpi semplici dai quali è formato, e che esprime la composizione molecolare di esso. I simboli si scrivono ordinariamente gli uni al seguito degli altri, mettendo innanzi quelli dei corpi più elettro-positivi. La formula dell'acqua adunque si suole scrivere H^1O . I pesi atomici espressi dai simboli s'intendono riuniti per via di somma. Il numero posto in alto a guisa di esponente alla destra di un simbolo indica il numero degli atomi del rispettivo corpo. Se la formula non ha alcun coefficiente, vi si sottintende l'unità, e la formula istessa rappresenta una molecola, anzi il peso della molecola. Così H^1O esprime $2+16=18$, che è il peso molecolare dell'acqua.¹ Se poi la formula ha un coeffi-

¹ Nel sistema degli equivalenti erano indicati tutti e due gli atomi dell'idrogeno di una molecola di acqua col simbolo H , il quale rap-

ciente, essa rappresenta il peso di tante molecole, quante unità sono in quel coefficiente. Così la formula $2H^1O$ rappresenta il peso di due molecole di acqua, cioè 36.

Le formule dei corpi, che hanno una composizione complessa, si sogliono talora scindere in due o più parti per mezzo di parentesi. Così la formula dell'azotato di ammonio (detto comunemente azotato di ammoniaca) si suole scrivere $(AzH^3) AzO^3$, invece di $Az^1H^3O^3$. Se il gruppo di atomi chiuso dentro parentesi fosse ripetuto più volte, questo si scriverebbe una volta sola coll' apposizione di un numero a guisa di esponente alla parentesi, per indicare quante volte deve essere ripetuto. Nella formula dell' azotato di rame $Cu (AzO^3)^2$ l' esponente 2 indica che il gruppo AzO^3 deve esser preso due volte. Talora la formula si scinde in due parti anche per mezzo di una virgola. Il cloruro doppio di platino e di potassio si esprime con $PtCl^4, 2KCl$.

25. Modo di stabilire la formula di un corpo composto. Per ottenere la formula di un corpo composto deve esserne già nota l'analisi centesimale, cioè deve essere determinata per mezzo dell'analisi la rispettiva quantità in peso di ciascuno dei suoi elementi, che è contenuta in 100 parti di esso. Talora si procede anche per via di sintesi. Si chiamino P, P', P'' , ec. queste parti centesimali, parti cioè che indicano quanto per cento di ciascuno dei componenti è contenuto in quel composto. Siccome tutte le molecole di un corpo omogeneo hanno una composizione identica, e di più ogni molecola deve contenere un numero intero di atomi di ognuno degli elementi; perciò è chiaro che anche i pesi dei varii elementi contenuti nella molecola debbono stare tra loro

presentava l'equivalente dell'idrogeno preso per unità, e con O l'equivalente dell'ossigeno espresso da 8. Allora il così detto equivalente dell'acqua avea per formula HO , e valeva 9.

nel medesimo rapporto di $P : P' : P''$ ec. Rappresentandone con n, n', n'' ec. i rispettivi numeri degli atomi della molecola, e con p, p', p'' , ec. i pesi atomici, è pure evidente che i pesi dei vari elementi di questa saranno rispettivamente $np, n'p', n''p''$ ec. Perciò si avranno le proporzioni $np : n'p' = P : P', np : n''p'' = P : P''$ ec. e quindi le altre

$$(1) \quad n : n' = \frac{P}{p} : \frac{P'}{p'}$$

$$(2) \quad n : n'' = \frac{P}{p} : \frac{P''}{p''} \text{ ec.}$$

Dunque il rapporto tra i numeri degli atomi dei diversi elementi di ogni molecola è eguale al rapporto che esiste tra i quozienti dei pesi centesimali divisi per rispettivi pesi atomici. Il qual rapporto, conosciuto che sia, rivela in generale immediatamente la composizione atomica della molecola.

Si voglia a cagion d'esempio stabilire la formula dell'acqua. Si trova coll'esperienza che 100 parti di essa sono composte di

idrogeno		11,11 = P
ossigeno		88,89 = P'
		100,00

Si ha per il peso atomico dell'idrogeno $p = H = 1$ e per quello dell'ossigeno $p' = O = 16$. Sostituendo questi numeri nella proporzione (1) trovata sopra, si avrà

$$n : n' = \frac{11,11}{1} : \frac{88,89}{16} = 2 : 1.$$

La molecola dell'acqua è dunque composta di due atomi d'idrogeno ed uno d'ossigeno,¹ e quindi ha per formula H^2O .

¹ Il rapporto dei quozienti $\frac{11,11}{1} : \frac{88,89}{16}$ non è esattamente di 2 : 1.

Se il corpo fosse composto di più di due elementi, si farebbe uso di più proporzioni per trovare i rispettivi numeri degli atomi della molecola, e con pari facilità verrebbe a stabilirsene la formula.

Pei corpi poi composti di elementi, che isolati esistono allo stato di gas o di vapore, e che hanno la molecola formata da due atomi, l'analisi volumetrica conduce più speditamente a stabilire le formule chimiche. Si sa infatti, come già vedemmo (18), che l'atomo di questi elementi corrisponde a un volume, e che la molecola corrisponde a due volumi. Il rapporto adunque esistente tra i volumi dei componenti sarà eguale al rapporto tra i rispettivi numeri degli atomi che formano la molecola del composto.

Riprendendo l'esempio dell'acqua, potremo dire che, siccome due volumi d'idrogeno ed uno d'ossigeno producono colla loro combinazione due volumi di vapore; la molecola dell'acqua deve contenere due atomi di idrogeno ed uno d'ossigeno, e quindi deve avere per formula H^2O .

Parimente, sapendo che due volumi di acido cloridrico risultano dalla combinazione di un volume d'idrogeno con un volume di cloro, dedurremo che la molecola di esso sarà formata da un atomo dell'uno e da un atomo dell'altro, ed espressa perciò dalla formula HCl .

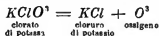
In simil modo, dopo aver trovato che due volumi di gas ammoniacco si compongono di un volume di azoto e 3 volumi d'idrogeno, conchiuderemo che la formula dell'ammoniaca è H^3Az .

26. Equazioni chimiche. Poichè in qualunque azione chimica niente si distrugge, niente si crea, per-

ma deve prendersi questo rapporto esatto, perchè i numeri n , n' sono necessariamente numeri interi. D'altra parte è facile a comprendersi che la piccola inesattezza deve essere inerente ai dati numerici 11,11 ed 88,89 della composizione centesimale dell'acqua. E similmente si dica per gli altri corpi, di cui si vogliono cercare le formule.

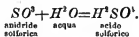
ciò, sia che un corpo composto debba decomorsi, sia che più corpi debbano reagire gli uni sugli altri, sarà sempre vero che dopo l'azione chimica dovranno ritrovarsi tutti gli elementi che si avevano prima. Si potrà dunque stabilire sempre un'equazione che contenga nel primo membro la formula di un corpo, o la somma delle formule di quei corpi che debbono subire un'azione chimica, e nel secondo la formula del composto ottenuto, o la somma delle formule dei corpi che ne risultano, qualora siano più d'uno.

Esempi. Esponendo all'azione del fuoco il clorato di potassa, esso vien decomposto, e si forma cloruro di potassio, mentre si svolge gas ossigeno. La equazione



esprime con tutta esattezza questa chimica operazione.

L'anidride solforica si unisce all'acqua per formare l'acido solforico idrato; ed una tale reazione viene chiaramente espressa dalla equazione seguente



27. Valenza degli atomi. Osservando i diversi composti che la chimica offre, si trova che gli atomi dei varii corpi semplici presentano una potenza di combinazione fra loro differente. Questa differente potenza di combinazione, ovvero differente capacità di saturazione, è detta *affinivalenza* o più semplicemente *valenza*, ed è sempre riferita a quella dell'atomo dell'idrogeno presa come termine di confronto. Gli atomi, che si combinano con un atomo d'idrogeno, o ne tengono le veci in un composto, diconsi *monovalenti*. Diconsi *bivalenti* quelli che si combinano con due atomi sia d'idrogeno, sia d'un corpo monovalente, o ne tengono le veci; *trivalenti* quelli

che si combinano con tre atomi d'idrogeno o di un corpo monovalente, o ne tengono le veci; come pure *quadri-valenti* quelli che con quattro, *pentavalenti* quelli che con cinque, ec.

Il cloro è monovalente, trovandosi nell'acido cloridrico HCl combinato con un solo atomo d'idrogeno.

L'ossigeno è bivalente, come mostra la formula dell'acqua H^2O .

L'azoto è trivalente nell'ammoniaca H^3Az .

Il carbonio è quadrivalente nell'idrogeno protocarbonato CH^4 . Gli atomi che hanno più d'una valenza, diconsi in generale atomi *polivalenti*, e gli atomi che hanno eguale valenza diconsi atomi *equivalenti*.

Si suole talvolta applicare uno o più apici ai segni simbolici dei diversi corpi elementari, per indicare il grado della loro valenza, o, come anche suol dirsi, il *coefficiente di valenza*. Così al cloro, che è monovalente, si dovrebbe dare il simbolo Cl' , all'ossigeno, che è bivalente, si dà il simbolo O'' ec. Ai simboli però dei monovalenti non si suole apporre alcun apice. Le quattro famiglie dei metalloidi possono quindi esprimersi nel modo seguente.

Cloro	Cl	Ossigeno	O''	Azoto	Az'''	Carbonio	C''
Fluoro	Fl	Zolfo	S'	Fosforo	Ph'''	Silicio	Si''
Bromo	Br	Selenio	Se''	Arsenico	As'''		
Iodio	I	Tellurio	Te''	Antimonio	Sb'''		
—				Boro	Bo'''		
Idrogeno H							

Nella tavola a pag. 34 e 35 abbiamo apposto ai simboli gli apici indicanti il coefficiente di valenza di tutti i corpi semplici tanto metalloidi che metalli.

Il grado di valenza dei varii elementi non deve prendersi in un senso assoluto, perchè molti di essi si mostrano dotati di gradi differenti di valenza in differenti

combinazioni. L'iodio, per esempio, si mostra monovalente nel composto ICl e trivalente nel composto ICl^3 ; l'azoto, il fosforo, l'arsenico, l'antimonio, il bismuto sono trivalenti nei composti AzH^3 , $PhCl^3$, AsH^3 , $SbCl^3$, $BiCl^3$, e sono pentavalenti nei composti H^5AzCl , $PhCl^5$, As^5O^5 , $SbCl^5$, Bi^5O^5 ; il carbonio è bivalente in CO , ed è quadrivalente in CO^4 ; lo stagno, il platino, il palladio sono bivalenti-quadrivalenti, perchè formano i composti $SnCl^2$, $PtCl^2$, $PdCl^2$ e i composti $SnCl^4$, $PtCl^4$ e $PdCl^4$. Per la qual cosa i diversi elementi polivalenti sono stati classati dai chimici secondo il grado di valenza che essi mostrano nelle loro combinazioni più stabili o più importanti.

Non si deve confondere l'affinità colla valenza. Queste sono due manifestazioni della forza chimica, ma sono l'una dall'altra indipendenti. Un corpo può spiegare una grande affinità con un altro, ed insieme può mostrare un basso grado di valenza. L'affinità che ha il cloro coll'idrogeno è maggiore di quella, che ha con quest'ultimo il carbonio o l'azoto; e frattanto l'esperienza insegna che un atomo di cloro si combina sempre con un solo atomo d'idrogeno per formare l'acido cloridrico HCl , mentre un atomo di carbonio ne prende quattro atomi, formando l'idrogeno protocarbonato CH^4 , e un atomo di azoto ne prende tre atomi, formando l'ammoniaca H^3Az .

28. Radicali e loro valenza. In chimica si dà il nome di *radicale* ad un atomo o ad un gruppo di atomi capace sia di trasportarsi da un composto in un altro per via di doppia decomposizione, sia d'esistere allo stato di libertà, e d'entrare direttamente in combinazione. Se il radicale è formato da un atomo solo, dicesi radicale semplice, e se risulta da più atomi riuniti, dicesi radicale composto. Come esempio, prendendo la reazione dell'acido cloridrico sulla potassa, ossia idrato

di potassio, $HCl + KHO = KCl + H^2O$; H , Cl e K sono *radicali semplici*, mentre il residuo HO della molecola di potassa è un *radicale composto*, sebbene non sia isolabile. A questo particolare radicale composto vien dato anco il nome di *ossidrilo*.

Anche i radicali composti hanno la loro valenza, la quale deriva dalla mancanza di saturazione di qualcuno degli atomi in essi contenuti. Nella molecola dell'acqua H^2O le due valenze dell'atomo bivalente d'ossigeno sono saturate da quelle dei due atomi monovalenti d'idrogeno. Se però ne sia tolto un atomo d'idrogeno, si avrà l'ossidrilo HO , ove essendo saturata una sola delle due valenze dell'ossigeno, ne resterà una libera, la quale farà sì che l'ossidrilo stesso si diporterà come monovalente. Un radicale sarà bivalente se avrà due valenze libere, trivalente se tre, ec. L'acido solforico H^2SO^4 , che si trova in un'acqua acidulata a contatto dello zinco, perde i due atomi monovalenti dell'idrogeno, e il gruppo bivalente SO^4 si unisce ad un atomo pure bivalente del metallo Zn per formare il solfato di zinco $ZnSO^4$.

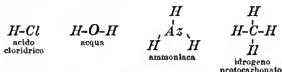
Un atomo o un radicale bivalente può avere saturate o neutralizzate le due valenze sia da quelle di un altro bivalente, sia da quelle di due monovalenti, come si riscontra nel solfato neutro di potassio K^2SO^4 e nel solfato acido $KHSO^4$.

Da tutti questi esempi e da molti altri che si potrebbero addurre si rileva che gli atomi e in generale i radicali si sostituiscono nelle reazioni chimiche in ragione del grado della loro valenza.

29. Formule di struttura, catene atomiche.

Rappresentando con una lineetta fra due simboli la saturazione reciproca di una valenza di due atomi, si possono formare le così dette *formule di struttura*, le quali se non può dirsi che indichino realmente le posizioni degli atomi nello spazio, pure istruiscono assai sul modo

di congiunzione dei medesimi, e danno una sufficiente idea della struttura molecolare. Così, per esempio, l'acido cloridrico HCl , l'acqua H^2O , l'ammoniaca AzH^3 e l'idrogeno protocarbonato CH^4 potranno esprimersi colle seguenti formule di struttura.



La prima formula mostra come gli atomi monovalenti dell'idrogeno e del cloro stanno uniti per lo scambio reciproco della loro valenza. La seconda fa vedere che i due atomi d'idrogeno dell'acqua non sono uniti direttamente l'uno coll'altro, ma lo sono per mezzo dell'atomo bivalente di ossigeno. La terza e la quarta in pari modo insegnano come i tre atomi d'idrogeno si congiungano al nucleo Az''' trivalente,¹ e come all'atomo quadrivalente C'' del carbonio siano legati i quattro dell'idrogeno.

Un altro fatto molto importante è quello che l'affinità può esercitarsi anche fra atomi della medesima specie, i quali possono unirsi tra loro per la saturazione reciproca di alcune e talora di tutte le loro valenze. Un tempo si credeva che l'affinità chimica non potesse aver luogo che tra corpi eterogenei, ma oggi si ammette che possa esercitarsi anche tra elementi omogenei.

Se la molecola dell'idrogeno, del cloro e di molti altri corpi è formata, come sappiamo, da due atomi, tenuti insieme non da altro che dall'affinità, si deve am-

¹ Se l'azoto si mostra pentavalente nel cloruro di ammonio H^4AzCl e trivalente nell'ammoniaca H^3Az , ciò vuol dire che in quest'ultimo composto sono saturate soltanto tre delle sue valenze e che restano libere le altre due, le quali si crede che sieno più deboli delle prime. E similmente può dirsi di altri corpi che si diportano in modo analogo.

mettere che le due valenze dei due atomi dell'idrogeno monovalente si sono saturate fra loro per formare la molecola HH ossia H^2 , e lo stesso si dica dei due atomi di cloro nella molecola $ClCl$ o Cl^2 . Quindi potremo anche riguardare il primo corpo come un idruro d'idrogeno e il secondo come un cloruro di cloro. E la molecola dell'idrogeno verrà espressa anche con $H-H$ e quella del cloro con $Cl-Cl$. Anche la molecola dell'ossigeno è di due atomi, ma siccome ognuno di questi è bivalente, le quattro valenze si satureranno a due a due. Apponendo due linette fra i due suoi simboli, esprimeremo la sua molecola O^2 con $O \vdash O$.

Nelle combinazioni però di più corpi può avvenire che due atomi di un corpo polivalente non siano uniti che per la saturazione di una sola valenza dell'uno con una valenza dell'altro, ed allora rimangono libere le altre, che possono essere saturate da elementi monovalenti.

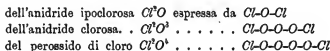
Così se nella formula di struttura dell'acqua $H-O-H$ sia introdotto un altro atomo d'ossigeno, si avrà quella dell'acqua ossigenata o perossido d'idrogeno $H-O-O-H$, ove si vede come i due atomi d'ossigeno stanno uniti fra loro per una delle valenze, mentre coll'altra si congiungono ai due d'idrogeno.

Prendendo ad esempio anche gli acidi del cloro, possiamo supporre intercalato uno o più atomi d'ossigeno fra i due atomi dell'acido cloridrico $H-Cl$, e così avremo la formula di struttura.

dell'acido ipocloroso	$HClO$	espressa da	$H-O-Cl$,
dell'acido cloroso . .	$HClO^2$		$H-O-O-Cl$,
dell'acido clorico . .	$HClO^3$		$H-O-O-O-Cl$,
dell'acido perclorico	$HClO^4$		$H-O-O-O-O-Cl$.

Che se negli acidi ipocloroso, clorico e perclorico

suppongasì sostituito un atomo di cloro a quello d'idrogeno, si avrà la formula di struttura

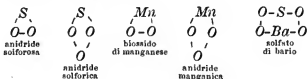


In tutti questi esempi si vede come gli atomi dell'ossigeno bivalente formino una catena, di cui ciascuna estremità termina con un atomo monovalente. In simil modo la catena atomica dell'acido solforico H^2SO^4 la rappresenteremo con



ove un atomo di zolfo bivalente si trova posto in mezzo a quelli dell'ossigeno. Queste catene si chiamano *catene aperte*, ed è chiaro che non possono formarsi che nella combinazione di atomi polivalenti con atomi monovalenti.

Le *catene chiuse* poi si formano ordinariamente nella combinazione di atomi della stessa valenza, e diconsi catene chiuse, perchè, unite pei loro estremi, non mostrano nè un principio nè una fine. Così le catene rappresentanti le formule di struttura dell'anidride solforosa SO^2 , dell'anidride solforica SO^3 , del biossido di manganese MnO^2 , dell'anidride manganica MnO^3 e del solfato di bario saranno le seguenti:



Si ammette per altro che possano talvolta formarsi catene chiuse anche nella combinazione di atomi di differente valenza. Nel protossido di azoto Az^2O i due

atomi trivalenti dell' azoto sono uniti all'atomo bivalente dell'ossigeno, e si ritiene che la catena sia chiusa e rap-

presentata dal diagramma $\begin{array}{c} \text{Az}-\text{Az} \\ | \\ \text{O} \end{array}$, ove una delle tre va-

lenze di ognuno degli atomi dell' azoto è saturata dalle due valenze dell' atomo di ossigeno, e le altre due si saturano fra loro.

Affinchè un corpo composto possa esistere, non è necessario che le valenze degli atomi componenti la sua molecola siano sempre tutte saturate tra loro, ma talvolta può rimanerne alcuna libera, e allora sotto un tal punto di vista possiamo chiamare le sue molecole, *molecole non saturate*.

Dopo tutto ciò che abbiain detto in ordine alla valenza degli atomi, possiamo agevolmente renderci ragione anche del come un atomo o un gruppo di atomi possa entrare in combinazione con varie quantità di un altro corpo per formare composti differenti, come insegna la legge delle proporzioni multiple (15). Valga l'esempio dei cinque composti che forma l' azoto coll' ossigeno, e che qui riportiamo colle loro formule comuni e colle formule di struttura rispettive.

- | | |
|---|--|
| 1. Protossido di azoto Az^2O . . | $\begin{array}{c} \text{Az}-\text{Az} \\ \\ \text{O} \end{array}$ |
| 2. Biossido di azoto . AzO . . . | $\text{O}-\text{Az}-$ |
| 3. Anidride azotosa . . Az^2O^3 . . | $\text{O}-\text{Az}-\text{O}-\text{Az}-\text{O}$ |
| 4. Ipoazotide AzO^2 . . | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{Az}- \end{array}$ |
| 5. Anidride azotica . . Az^3O^5 . . | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{Az}-\text{O}-\text{Az}-\text{O} \end{array}$ |

Le formule di struttura del biossido di azoto e dell' ipoazotide terminano a destra con una lineetta, la

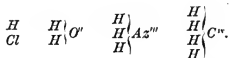
quale indica una delle tre valenze dell'azoto rimasta libera. Da ciò apparisce potersi ammettere che le molecole di questi due corpi non sono saturate.

30. Tipi molecolari. Le analogie di costituzione e di reazioni che si riscontrano in una moltitudine di corpi composti tanto della chimica inorganica che organica hanno indotto i chimici moderni dietro le idee di Gerhardt a classare tali corpi in diverse serie, ognuna delle quali è rappresentata da un corpo idrogenato, che fu detto *tipo molecolare*.

I corpi che comunemente si riguardano come tipi chimici sono quattro, cioè l'acido cloridrico HCl , l'acqua H^2O , l'ammoniaca H^3Az e l'idrogeno protocarbonato, detto anche gas delle paludi H^4C . Nel primo l'idrogeno è combinato con un elemento monovalente, nel secondo con uno bivalente, nel terzo con uno trivalente e nel quarto con uno quadrivalente.

Il tipo acido cloridrico è detto talvolta anche *tipo cloruro*, il tipo acqua *tipo ossido* o *idrato*, il tipo ammoniaca *tipo azoturo* e il tipo gas delle paludi *tipo carburo*.

Le formule di questi tipi si scrivono nel modo che segue



Su queste formule si modellano anche quelle di un gran numero di composti, considerando la composizione delle loro molecole come se derivassero da quelle di uno o di un altro dei corpi tipi per la sostituzione di uno o più atomi o di uno o più radicali composti agli elementi tipici di essi. I corpi che si riferiscono ad un medesimo tipo possono essere molto diversi fra loro, ma si rassomigliano però per le proprietà che dipendono dalla va-

lenza dei loro elementi, ed è perciò che le loro formule risultano come fabbricate sopra uno stesso modello.

Sostituendo in parte o in tutto atomi o radicali diversi, ma rispettivamente della medesima valenza agli atomi delle molecole dei quattro tipi, avremo altrettante classi di formule che tutte si appellano *formule tipiche*, delle quali ecco alcuni esempi:

1.° Relativamente al tipo acido cloridrico ¹



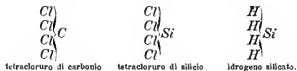
2.° Relativamente al tipo acqua



3.° Relativamente al tipo ammoniacca



4.° Relativamente al tipo gas delle paludi



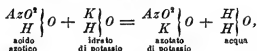
Vi è però un grandissimo numero di corpi che contenendo più di un radicale polivalente, non sono riducibili ai tipi semplici. Perciò s'immaginarono i tipi mul-

¹ Questo tipo da alcuni è detto anche *tipo idrogeno*, e allora è rappresentato con $\begin{array}{c} H \\ | \\ H \end{array}$.

tipi, detti *tipi condensati*, considerandoli come derivanti ciascuno dalla riunione di due o più molecole dei tipi primitivi, e per tal modo si stabilì il tipo

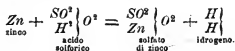


Per convertire una formula comune in formula tipica fa d'uopo scinderla nei suoi radicali, ossia in quegli atomi o gruppi di atomi, i quali sono capaci di trasportarsi da un composto ad un altro nelle reazioni chimiche. Per l'acido azotico, per esempio, che ha per formula comune $HAzO^3$, sapendo che nelle doppie decomposizioni l'atomo H d'idrogeno e il radicale AzO^3 passano da una ad un'altra combinazione, si scinderà la formula in tre parti. riferendola al tipo acqua, e si scriverà $\left. \begin{matrix} AzO^3 \\ H \end{matrix} \right\} O$. Si esamini la reazione di questo acido e dell'idrato di potassio espressa dalla equazione seguente:



e si vedrà che il potassio dell'idrato e l'idrogeno dell'acido si sono reciprocamente sostituiti per formare l'azotato di potassio e l'acqua, lasciando intatta la forma tipica.

In simil modo per convertire in formula tipica la formula comune dell'acido solforico H^2SO^4 , dovrà pure scindersi in tre parti e scriversi $\left. \begin{matrix} SO^2 \\ H^2 \end{matrix} \right\} O^2$, riferendola al tipo acqua raddoppiato. Lo scambio dei radicali possiamo scorgerlo a prima vista nella seguente nota reazione di questo acido sullo zinco



Nella scienza moderna però il concetto dei tipi molecolari non si limita a stabilire dei sistemi generali di reazioni chimiche fra i corpi, ma lo scopo suo precipuo è quello d'interpretare la struttura molecolare, indicando i legami esistenti fra gli atomi e fra i radicali, e quindi è un concetto affine a quello per cui si stabilirono le formule di struttura o le catene atomiche (29), ma sotto un punto di vista un poco differente.

La formula tipica dell'acido azotico è, come abbi-
veduto, $\begin{matrix} AzO^2 \\ H \end{matrix} \left\{ O \right.$. Or se essa fa vedere che il radicale

AzO^2 si trasporta tutto intero da una combinazione ad un'altra, è ben naturale il conchiudere che nella molecola dell'acido azotico i due atomi dell'ossigeno di questo radicale stanno più fortemente uniti all'atomo dell'azoto di quello che lo sia il terzo atomo di ossigeno. Di più mostra che l'atomo H dell'idrogeno e il radicale AzO^2 , ambedue monovalenti, non stanno uniti direttamente fra loro, ma sono legati nella molecola per effetto delle due valenze dell'atomo di ossigeno che ne forma come il cemento. La formula tipica però non indica quale sia la costituzione intima del radicale stesso AzO^2 . Invece la

formula di struttura o catena atomica $\begin{matrix} O \\ | \\ O \end{matrix} - Az - O - H$, che

pure esprime la molecola dell'acido azotico, mostra come i primi due atomi di ossigeno si colleghino fra loro per la saturazione di una delle loro valenze, e come per lo scambio delle altre due con due di quelle dell'azoto trivalente stiano uniti con quest'ultimo per costituire il radicale

$\begin{matrix} O \\ | \\ O \end{matrix} - Az -$, il quale sarà monovalente a causa della terza va-

lenza dell'azoto rimasta libera: e mostra parimente (come fa anche la formula tipica) che il radicale da una parte e l'atomo dell'idrogeno dall'altra, stanno congiunti per le due valenze del terzo atomo di ossigeno.

Un simile confronto si potrebbe istituire tra la formula tipica dell'acido solforico $SO^2 \left\{ \begin{smallmatrix} O^2 \\ H^2 \end{smallmatrix} \right\} O^2$, la quale talvolta si scrive anche $SO^2 \left\{ \begin{smallmatrix} OH \\ OH \end{smallmatrix} \right\}$, e la sua catena atomica, che è $H-O-O-S-O-O-H$, ovvero $S \begin{smallmatrix} -O-O-H \\ -O-O-H \end{smallmatrix}$.

Per addurre infine un esempio preso dalla chimica organica, la formula tipica dell'alcool è $C^2H^5 \left\{ \begin{smallmatrix} C^2H^5 \\ H \end{smallmatrix} \right\} O$, ove un radicale monovalente C^2H^5 appellato *etile* ed un atomo H d'idrogeno si mostrano tenuti insieme dall'atomo bivalente di ossigeno, ma non si scorgono i legami che uniscono gli elementi di quel radicale. La formula di strut-

tura poi, che è $\begin{smallmatrix} HH \\ H-C-C-OH \\ HH \end{smallmatrix}$, ci fa vedere come i due atomi

del carbonio quadrivalente si colleghino coi cinque dell'idrogeno per costituire l'etile, e come questo radicale che risulta monovalente si unisca poi all'ossidrilo OH .

Le formule tipiche, come pure le formule di struttura si chiamano formule razionali, per distinguerle dalle formule comuni. Queste ultime poi sono dette formule empiriche o formule brute, perchè si limitano ad indicare di quanti e di quali atomi si componga la molecola di un corpo, senza appellare ad alcun concetto teorico relativamente ai legami esistenti fra gli atomi stessi. Gli autori che trattano la scienza coll'uso delle formule razionali adoperano di preferenza le formule tipiche, e soltanto in qualche caso speciale mettono in campo le catene atomiche. Le formule tipiche infatti riescono meno complicate, e rappresentano chiaramente le doppie decomposizioni normali che sono in chimica le reazioni più frequenti. Inoltre vi sono dei corpi dei quali la struttura non è conosciuta che in parte, e di più in un gran numero di casi non è necessario che la costituzione mole-

colare sia espressa colle formule in una maniera completa. Noi però preferiremo nel seguito l'uso delle formule empiriche, sia perchè sono assai più semplici delle tipiche, sia perchè l'utilità delle formule razionali si manifesta sopra tutto nella chimica organica.

NOMENCLATURA.

31. La nomenclatura è l'insieme delle regole che si usano in chimica per designare i corpi, e costituisce il linguaggio particolare di questa scienza. I principii di questa nomenclatura furono stabiliti pei corpi composti da Guyton de Morveau, Lavoisier, Fourcroy e Berthollet nel 1787 allo scopo di indicare coi nomi dei corpi anche la loro composizione.

32. Nomi dei corpi semplici. I corpi semplici che erano conosciuti in epoche più remote hanno conservato i loro nomi, come il ferro, il piombo, l'oro, l'argento, il mercurio, lo zolfo, il fosforo ec. A quelli scoperti più recentemente furono assegnati dei nomi, derivati in generale dalla lingua greca, e che indicano qualche proprietà, che però non appartiene loro in una maniera esclusiva. Così il gas azoto ebbe tal nome da α privativa e $\zeta\omega\eta$, vita, perchè è improprio alla respirazione degli animali. Il *cloro* si chiamò così pel suo color verde giallastro da $\chi\lambda\omega\rho\acute{o}s$, verde. Il *bromo* fu così detto da $\beta\rho\acute{o}\mu\omicron>s$, perchè sviluppa cattivo odore. Il *potassio* poi, il *sodio*, il *calcio*, il *silicio* ebbero i loro nomi dai corpi nei quali furono scoperti, cioè dalla potassa, soda, calce, silice.

33. Nomi dei composti binarii. Diconsi composti *binarii* quelli che contengono due soli corpi semplici differenti; composti *ternarii* quelli che ne contengono tre; composti *quaternarii* quelli che ne contengono quattro. Raramente si trovano composti che contengano più di quattro elementi.

La regola generale per formare il nome di un composto binario consiste nel dare la desinenza in *uro* al nome del corpo elettro-negativo (metalloide), e farlo seguire dal nome del corpo elettro-positivo (metallo o metalloide) preceduto dalla preposizione *di*. Il primo nome segna il genere e il secondo la specie. Così si dice

Cloruro di sodio il composto.	$NaCl$
Cloruro di potassio.	KCl
Solfuro di carbonio.	CS^2

Quando un corpo elettro-negativo si combina in più proporzioni con uno elettro-positivo, si premettono ai nomi dei composti le particelle *proto*, *bi*, *tri*, ec., per indicare le proporzioni crescenti del primo, che sono combinate con una medesima quantità del secondo. Così si ha

il protosolfuro di potassio.	K^1S
il bisolfuro.	K^1S^2
il trisolfuro	K^1S^3
il tetrasolfuro	K^1S^4
il pentasolfuro.	K^1S^5

La combinazione che contiene la massima dose dell'elemento elettro-negativo si esprime talora preponendovi invece la particella *per*, dicendo cioè *persolfuro di potassio* invece di *pentasolfuro di potassio*.

Quando i due elementi sono combinati nel rapporto di 2 a 3, si prepone al nome la particella *sesqui*, dicendo,

per esempio, *sesquisolfuro* di ferro il composto Fe^1S^3 . E vi si mette la preposizione *sotto*, quando il composto contiene l'elemento elettro-negativo in una proporzione minore di quella, al cui nome fu preposta la particella *proto*. Così si dice

protosolfuro di mercurio il composto. . . .	HgS
e sottosolfuro	Hg^1S
protosolfuro di rame.	CuS
e sottosolfuro	Cu^1S

Talvolta dopo il nome terminato in *uro* si pone subito il nome del secondo corpo colla desinenza in *oso* per esprimere il composto che contiene in minor proporzione l'elemento elettro-negativo e in *ico* pel composto che ne contiene di più, e si chiama

cloruro mercurioso il composto. . . .	Hg^1Cl^2	(protocloruro)
cloruro mercurico.	$HgCl^2$	(biclورو)
cloruro rameoso.	Cu^1Cl^2	(protocloruro)
cloruro rameico.	$CuCl^2$	(biclورو)
cloruro stannoso.	$SnCl^1$	(protocloruro)
cloruro stannico.	$SnCl^2$	(perclورو)

Due cloruri talora si combinano tra loro, ed il composto appellasi un cloruro doppio. Lo stesso si dica di due solfuri, di due bromuri, di due ioduri, ec. Così la combinazione del cloruro di platino col cloruro di potassio $PtCl^2, 2KCl$ dicesi *cloruro doppio di platino e di potassio*.

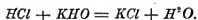
Come apparisce da tutti gli esempi sopra riportati, nella nomenclatura di un composto si nomina per primo l'elemento elettro-negativo e poi quello elettro-positivo, e nella notazione scritta si antepone questo a quello.

34. Eccezione 1.^a — Composti binarii idrogenati. Alcuni corpi, composti d'idrogeno e di un metalloide diverso dall'ossigeno, hanno la proprietà di essere acidi, e diconsi con nome generico *idracidi*, per distinguerli specialmente dagli acidi ossigenati, che son detti anche *ossiacidi*, distinzione però che non è esatta. Se ne forma il nome specifico coi nomi abbreviati dei due corpi, ponendovi innanzi anche la parola *acido*.

Esempi:

il cloro forma coll'idrogeno l'acido cloridrico	<i>HCl</i>
il bromo	l'acido bromidrico <i>HBr</i>
l'iodio	l'acido iodidrico <i>HI</i>
il fluoro	l'acido fluoridrico <i>HF</i>
lo zolfo	l'acido solfidrico <i>H²S</i>

Questi acidi possono reagire sopra certi corpi detti ossidi metallici, e formare dei composti salini, che furono chiamati da Berzelius *sali aloidi*. Così l'acido cloridrico *HCl* e la potassa (ossido idrato di potassio) *KHO*, formano il cloruro di potassio *KCl* e l'acqua secondo la formula



Paragonando l'acido cloridrico *HCl* col cloruro di potassio *KCl*, si vede che questo si è formato per la sostituzione del metallo all'idrogeno dell'acido. Lo stesso si dica per gli altri sali aloidi, cioè pei composti binarii formati dai corpi detti *alogeni* cloro, bromo, iodio, zolfo coi metalli.

Le combinazioni gassose formate dall'idrogeno coi corpi solidi fosforo, carbonio, arsenico, zolfo, s'indicano talvolta colle espressioni di

idrogeno fosforato.	<i>H³Ph</i>
. protocarbonato	<i>CH⁴</i>
. bicarbonato	<i>C²H⁴</i>

idrogeno arsenicato	H^3As
. solforato	H^2S

ma si possono anche usare le espressioni di fosfuro, protocarburo, bicarburo, arseniuro, solfuro d'idrogeno. I cloruri doppi, i solfuri doppi ec. di cui abbiám parlato sopra, si dicono clorosali, solfosali ec.

35. Eccezione 2.^a — Leghe metalliche. Quando i corpi semplici che si combinano sono metalli, il composto prende il nome generico di *lega*, e questo viene seguito dai nomi dei metalli combinati. Così si dice lega di rame e zinco (ottone), lega di rame e stagno (bronzo).

Se uno dei metalli che formano la lega è il mercurio, la lega prende il nome di *amalgama*. Dicesi p. e. *amalgama di oro* il composto di mercurio e di oro, *amalgama d'argento* il composto di mercurio e argento, *amalgama di stagno* il composto di mercurio e stagno.

36. Eccezione 3.^a — Composti binarii ossigenati. Le combinazioni binarie dell'ossigeno con un altro corpo semplice si chiamano *anidridi* o *acidi anidri*, ed *ossidi*, e non ossigenuri come dovrebbe dirsi secondo la regola generale. Le anidridi si formano in generale, per l'unione dell'ossigeno con un metalloide, e gli ossidi, detti metallici per l'unione di esso con un metallo. Le anidridi si indicano facendo seguire la parola *anidride* da un aggettivo, che rammenti il nome del metalloide che è unito all'ossigeno. Se questo corpo forma con un dato metalloide una sola anidride, come fa col carbonio, essa dicesi *anidride carbonica*, rappresentata dalla formola CO^2 . Se poi l'ossigeno forma più d'una anidride con un metalloide, come accade per lo zolfo, si esprime la più povera in ossigeno, chiamandola *anidride solforosa*, e la più ricca chiamandola *anidride solforica*. L'anidride solforosa vien rappresentata colla formola SO^2 , perchè è composta di un atomo di zolfo e due di ossigeno, e l'ani-

dride solforica si rappresenta con SO^3 , essendo composta di un atomo di zolfo e tre di ossigeno.

Quando l'ossigeno combinandosi con un metallo forma un solo ossido, come collo zinco, un tal composto ZnO si nomina, dicendolo *ossido di zinco*. Quando poi forma più ossidi, dicesi *protossido* la combinazione di un atomo d'ossigeno con un atomo o due di metallo secondo la valenza, *sesquiossido* quella di due atomi del secondo con tre del primo, *biossido* quella di un atomo di metallo con due di ossigeno, ec. Così si ha il protossido di manganese MnO , il sesquiossido di manganese Mn^2O^3 , il biossido di manganese MnO^2 . L'ossido il più ossigenato chiamasi anche *perossido*, ed un ossido meno ossigenato del protossido dicesi *sottossido*. I composti Hg^2O e Cu^2O diconsi sottossido di mercurio e sottossido di rame, mentre HgO e CuO ne sono i rispettivi protossidi. Talora si usa per questi ossidi la stessa regola di nomenclatura che per le anidridi. Così si ha l'ossido mercurioso Hg^2O , e l'ossido mercurico HgO , l'ossido rameoso Cu^2O e l'ossido rameico CuO .

37. Composti ossigenati ternarii. — Acidi, idrati, sali. — Acidi. Le anidridi e gli ossidi metallici, combinandosi coll'acqua, formano gli *acidi idrati* e gli *ossidi idrati* o *idrati metallici*. Così l'anidride solforica si unisce all'acqua, e forma l'acido solforico idrato



L'anidride azotica forma coll'acqua l'acido azotico idrato



Tali acidi idrati sono gli acidi normali o acidi propriamente detti.

Se un medesimo corpo semplice può formare coll'ossigeno due acidi, questi si indicano facendo terminare in *ico* il nome di quel corpo, per indicare l'acido che contiene più ossigeno, e in *oso* per quello che ne contiene meno. Così fu detto acido solforico H^1SO^1 e acido solforoso H^2SO^1 . Un acido che si trovò contenere, in proporzione dello zolfo, anche meno ossigeno dell'acido solforoso, si disse acido iposolforoso $H^2S^1O^1$.

38. Idrati. Gli ossidi anidri formano coll'acqua gli *ossidi idrati*, detti anche *idrati metallici*, o semplicemente *idrati*. Così la calce viva ossia l'ossido di calcio CaO si combina coll'acqua H^2O , e forma l'idrato di calcio, che è la calce spenta



Parimente l'ossido di potassio si combina coll'acqua, e forma l'idrato di potassio



Alcuni ossidi conservano ancora certi nomi già consacrati dall'uso. Così l'ossido di potassio dicesi anche *potassa*, l'ossido di sodio dicesi *soda*, l'ossido di calcio dicesi *calce*.

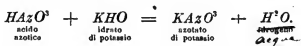
39. Sali. L'azione degli acidi (ossiacidi) sugli ossidi o sugli idrati metallici dà luogo alla formazione dei sali ossigenati che sono essi pure composti ternarii. Nella nomenclatura il nome dell'acido ne indica il genere, e quello del metallo dell'ossido la specie. Se il nome dell'acido ha desinenza in *ico*, il nome generico del sale la prende in *ato*, e se il primo termina in *oso*, il secondo finisce in *ito*. Così dall'acido solforico si formano i solfati, dall'acido azotico gli azotati, dall'acido solforoso i solfiti, dall'acido iposolforoso gl'iposolfiti.

Esempi: solfato di piombo $PbSO^4$
 azotato di potassio $KAzO^3$
 iposolfito di sodio $Na^2S^4O^3$
 solfito di sodio . . Na^2SO^3

Paragonando le formule degli acidi propriamente detti con quelle dei loro sali, si scorge la somiglianza che esiste nella composizione molecolare di queste due classi di composti.

L'acido azotico ha per formula $HAzO^3$
 l'azotato di potassio $KAzO^3$
 l'acido solforico H^2SO^4
 il solfato di piombo $PbSO^4$

L'azotato di potassio si ottiene dalla reazione dell'acido azotico sull'idrato del metallo.



Parimente pel solfato di piombo si avrebbe la formula che segue



Anche qui si vede chiaramente che i sali derivano dagli acidi per la sostituzione di un metallo all'idrogeno di questi.

I corpi composti idrogenati, che sono atti a scambiare in tutto o in parte il loro idrogeno con un metallo per via di doppia decomposizione, fanno l'ufficio di acidi, e questi diventano sali quando all'idrogeno si sostituisce un metallo. L'idrogeno che può essere sostituito da un metallo chiamasi *idrogeno basico*.

Ritenendo l'idrogeno come un metallo, questi acidi si potrebbero considerare come sali d'idrogeno. Così l'acido

solforico potrebbe dirsi *solfato d'idrogeno*, l'acido azotico *azotato d'idrogeno*.

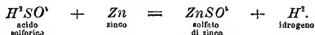
Un medesimo acido può combinarsi con differenti ossidi di uno stesso metallo, e formare diversi sali. Così l'acido solforico H^2SO^4 si combina coll'ossido ramoso Cu^2O , e forma il solfato ramoso Cu^2SO^4 e l'acqua H^2O , come indica la formula



mentre lo stesso acido solforico combinandosi coll'ossido rameico CuO , forma il solfato rameico $CuSO^4$ e l'acqua H^2O ; come si vede dalla equazione



Tutti questi esempi mostrano che per la reazione di un acido sia con un ossido sia con un idrato si ottiene la formazione di un sale e insieme dell'acqua. L'azione diretta invece di un acido sopra un metallo dà un sale e sviluppa idrogeno, come si vede dall'equazione seguente



Ed è sempre vero che il sale si forma per la sostituzione del metallo all'idrogeno dell'acido.

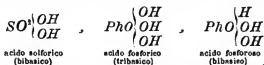
Gli ossidi e gl'idrati metallici, prendono anche il nome generico di *basi* per l'azione che esercitano sugli acidi nella formazione dei sali. Anche l'ammoniaca H^3Az dicesi una base, in virtù dell'azione analoga che spiega sugli acidi.

Un corpo, che non sia nè un acido nè una base, chiamasi *corpo neutro*.

40. Caratteri degli acidi e degli idrati. Il carattere essenziale di un acido è la proprietà che abbi-
veduta di potere scambiare il suo idrogeno con un me-

tallo. Alcuni acidi contengono un solo atomo di idrogeno *basico*, cioè capace di essere sostituito da un metallo, e diconsi *acidi monobasici*, altri ne contengono due e diconsi *bibasici*, altri tre e diconsi *tribasici*, ec. Così l'acido azotico $HAzO^3$ è monobasico, l'acido solforico H^2SO^4 è bibasico, l'acido fosforico H^3PhO^4 è tribasico. Non sempre però è basico tutto l'idrogeno contenuto in un acido. L'acido fosforoso H^3PhO^3 è bibasico e non tribasico, perchè in presenza delle basi è capace di scambiare due soli dei suoi tre atomi d'idrogeno con un metallo.

Le formule tipiche scritte nel modo seguente



mostrano a primo aspetto il grado di basicità di un acido, indicata dal numero degli ossidrili che vi sono contenuti.

Un corpo che non contenga idrogeno sostituibile dai metalli non è un acido. Così l'anidride carbonica CO^2 , l'anidride solforica SO^3 , l'anidride azotica Az^2O^5 ec. non sono acidi, sebbene alcuni chimici seguitino anche oggi il vecchio sistema di chiamarle impropriamente acido carbonico, acido solforico, acido azotico, ec.

Anche gl'**idrati** si dicono *monobasici*, *bibasici*, *tribasici* secondo il numero degli ossidrili che contengono. L'idrato di potassio KHO contiene un solo ossidrilo ed è monobasico, come pure l'idrato di sodio $NaHO$.

L'idrato di calcio $H^2CaO^3 = Ca \begin{array}{l} \text{OH} \\ \text{OH} \end{array}$ è bibasico perchè contiene due ossidrili, e l'idrato di bismuto

$H^3BiO^3 = Bi \begin{array}{l} \text{OH} \\ \text{OH} \\ \text{OH} \end{array}$ è tribasico perchè ne contiene tre.

L'idrogeno di questi ossidrili, che indicano il grado della basicità di un acido o di un idrato, è detto anche *idrogeno tipico*.

Gli acidi e le basi solubili hanno anche altri caratteri, che sebbene non siano essenziali, pure sono utili perchè servono d'ordinario a riconoscerli con facilità. Le soluzioni acide hanno un sapore agro somigliante a quello dell'aceto, volgono al rosso il colore azzurro della tintura di tornasole o laccamuffa e di quella di viole, e producono effervescenza coi carbonati alcalini (carbonato di potassio, carbonato di sodio). Le basi solubili hanno un sapore caustico o astringente, e cambiano in verde il colore della tintura di laccamuffa, o la riportano all'azzurro quando sia stata arrossata da un acido. Volgono anche al rosso il color giallo della tintura di curcuma. Si sogliono usare alcune listarelle di carta colorate con queste tinture, e sono dette carte reattive.

41. Sali neutri, sali acidi, sali basici, sali doppi. Un sale dicesi *neutro* quando l'idrogeno *basico* dell'acido da cui nasce è stato scacciato interamente dal metallo sostituitovi. Quando poi l'idrogeno basico non è sostituito interamente da un metallo, e perciò nel sale che si forma ne resta qualche atomo, allora il sale conserva ordinariamente i caratteri di un acido e dicesi *sale acido*. Così la potassa forma coll'acido azotico $H\text{AzO}^3$ l'azotato neutro di potassio $K\text{AzO}^3$ e coll'acido solforico $H^2\text{SO}^4$ forma il solfato acido di potassio $K\text{HSO}^4$, che dicesi anche *bisolfato*, e il solfato *neutro* $K^2\text{SO}^4$.

Anche gl'idrati polibasici possono nelle loro reazioni sugli acidi scambiare tutto o parte del loro idrogeno tipico con dei radicali acidi. Nel primo caso producono sali neutri e nel secondo *sali basici* detti anche *sotto-sali*. Dall'idrato di piombo $H^2\text{PbO}^2 = \text{Pb} \left\{ \begin{smallmatrix} OH \\ OH \end{smallmatrix} \right.$ deriva l'azotato neutro di piombo $\text{Pb}(\text{AzO}^3)^2 = \text{Pb} \left\{ \begin{smallmatrix} \text{OAzO}^3 \\ \text{OAzO}^3 \end{smallmatrix} \right.$ e l'azotato basico o sottoazotato di piombo $\text{PbH}\text{AzO}^3 = \text{Pb} \left\{ \begin{smallmatrix} \text{OAzO}^3 \\ OH \end{smallmatrix} \right.$

Che se l'idrogeno tipico di un acido o di una base sia sostituito in parte da un radicale e in parte da un altro, allora si ha un *sale doppio*. Così si ha per esempio il solfato doppio di potassio e di sodio $KNaSO^4$

$$= SO^4 \left\{ \begin{array}{l} OK \\ ONa. \end{array} \right.$$

Gli esempi che abbiamo riportati dei sali acidi, basici e doppi, mostrano dei composti quaternarii. Un esempio di un composto formato di cinque diversi elementi sarebbe il fosfato di potassio di sodio e di litio espresso dalla formula $KNaLiPhO^4$.

CAPITOLO II.

OSSIGENO. IDROGENO. CLORO. AZOTO. ARIA ATMOSFERICA.
ACIDO CLORIDRICO. ACQUA.

OSSIGENO. $OO=O^2$.

42. Il gas ossigeno è stato scoperto dall'inglese Priestley e dallo svedese Scheele nel 1774, ma le sue proprietà principali non furono ben conosciute che per opera di Lavoisier. Questi gli diede anche il nome, derivandolo dalle parole greche $\acute{o}\xi\acute{u}\varsigma$ acido, e $\gamma\acute{\epsilon}\nu\eta\alpha\omega$ io genero, quasi fosse il solo generatore degli acidi, lo che però non è vero.

43. Preparazione dell' ossigeno. L'ossigeno si può estrarre da un gran numero di sostanze, ma qui ci limiteremo ad accennare i soli metodi principali di sua preparazione.

1.° *Decomposizione del clorato di potassio.* Il metodo

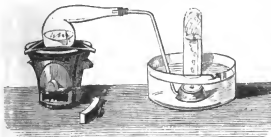


Fig. 2. — Preparazione dell'ossigeno colla decomposizione del clorato di potassio.

più semplice per ottenere dell'ossigeno puro e in abbondanza consiste nel riscaldare dentro una storta di vetro o meglio di grès, posta sopra un fornello (fig. 2^a) una certa quantità di clorato

di potassio $KClO^3$. Questo sale si fonde, e poi si decompone in forza del calore, lasciando svolgere l'ossigeno, e trasformandosi in cloruro di potassio, che resta nella storta. L'ossigeno viene a raccogliersi dentro ad una campana sopra un bagno idro-pneumatico. La temperatura occorrente per sviluppare in questo modo tutto l'ossigeno è assai elevata, perchè una porzione di questo gas già messo in libertà si combina col clorato non ancor decomposto, e forma del perclorato di potassio $KClO^4$, il quale non si decompone se non per effetto di un calore più forte. Se però prima siasi posto nella storta insieme col clorato un peso presso a poco eguale di biossido di manganese, questo non si decompone, ma per un'azione detta di presenza o catalitica determina la decomposizione del clorato ad una temperatura molto meno elevata. L'ossido rosso di manganese o l'ossido di rame produrrebbero lo stesso effetto. La decomposizione è indicata dalla formula seguente



2.^o *Decomposizione del biossido di manganese.* Introdotta il biossido di manganese in una storta di grès, si pone questa dentro un fornello a riverbero, ove alla temperatura del rosso vivo il biossido si decompone, abbandonando un terzo del suo ossigeno, il quale si sviluppa, e formando un ossido rosso-bruno di manganese, che rimane nella storta. La formula è



L'ossigeno si raccoglie su di un bagno idro-pneumatico, ma non è puro, perchè contiene specialmente dell'anidride carbonica dovuta alla decomposizione di carbonati di calcio e di bario, che il biossido di manganese ordinariamente contiene.

3.^o *Decomposizione del biossido di manganese per mezzo dell'acido solforico.* In un pallone di vetro si scalda dolcemente sopra un fornello, ovvero con una lampada ad alcool, il biossido di manganese misto ad acido solforico. La metà dell'ossigeno del biossido si svolge, mentre nel pallone si forma solfato di manganese ed acqua.



4.^o *Decomposizione del protossido di mercurio.* Si scalda in una storta o in un matraccio il protossido di mercurio (ossido mercurico), il quale si decompone in mercurio ed ossigeno secondo la formula



5.^o La *decomposizione dell'acqua per mezzo della pila* somministra pure l'ossigeno, che nel voltmetro si raccoglie nella campanetta corrispondente all'elettrodo positivo.

6.° Di recente si sono molto studiati dei metodi per preparazione industriale in grande del gas ossigeno economicamente. Uno dei metodi assai in voga è quello

Tessié du Mothay che consiste nel far passare una corrente di vapore d'acqua dentro una storta cilindrica esposta al fuoco, e che contiene una quantità di permanganato di soda. Alla temperatura di 450° il permanganato si isossida: ed un condensatore, che riceve il miscuglio di vapore e d'ossigeno, fa ritornare in acqua il primo, permettendo al secondo di passare in un opportuno gasometro. Quando è finita questa prima operazione, cioè quando il permanganato ha perduta una parte del suo ossigeno formando del biossido di manganese, l'ossigeno viene restituito per mezzo di una corrente di aria calda, e così si riforma il permanganato primitivo. Queste due operazioni, più volte ripetute alternativamente, somministrano sempre nuovo ossigeno tolto dall'aria atmosferica.

44. Proprietà fisiche dell'ossigeno. L'ossigeno è un gas permanente, non essendosi mai potuto liquefare. Non ha colore, nè odore, nè sapore.

La sua densità relativa all'aria è 1,1056.

Un litro di questo gas a 0° e alla pressione di $0^m,76$ pesa $1^gr,430$.

Il suo peso atomico O (peso di un volume) è 16, e il peso molecolare O^2 (peso di due volumi) è 32.

È poco solubile nell'acqua, perchè questa non ne scioglie che 0,041 del proprio volume alla temperatura dello zero.

45. Proprietà chimiche. L'ossigeno è l'agente principale della combustione e della respirazione degli animali, e può entrare direttamente in combinazione colla maggior parte dei corpi semplici, sviluppando sovente vivo calore e luce. Il carbone, lo zolfo, il fosforo, il ferro, il magnesio bruciando nell'ossigeno, mostrano esempi di combustione vivissima. La ruggine del ferro (ossido idrato

di ferro), che si forma a contatto dell'aria umida, mostra un esempio di combustione lenta. Anche la respirazione degli animali mostra un esempio di combustione lenta, ed è questa la sorgente del calor animale. Il sangue venoso, giunto ai polmoni, lascia esalare l'anidride carbonica, ed assorbe l'ossigeno dell'aria, trasformandosi in sangue arterioso. Quest'ossigeno poi trasportato dal sangue, incontrando un nuovo eccesso di carbonio, forma nuova anidride carbonica, che viene alla sua volta ad essere rigettata dal sangue nei polmoni.

46. Ozono. L'ossigeno elettrizzato con una serie di scintille elettriche acquista delle proprietà nuove. Esso ha un odore particolare, ed ha proprietà ossidanti molto superiori a quelle dell'ossigeno ordinario. L'ossigeno così modificato è stato scoperto nel 1840 da Schoenbein colla decomposizione dell'acqua per mezzo della pila, ed è stato da lui chiamato *ozono* a causa del suo odore. L'ozono si può ottenere anche per l'ossidazione lenta del fosforo a contatto dell'aria umida, come pure per la reazione dell'acido solforico sul biossido di bario.

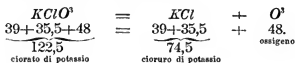
L'ossigeno trasformandosi in ozono diminuisce di volume, e si ritiene che questo sia uno stato allotropico dell'ossigeno: e mentre la molecola dell'ossigeno ordinario è formata da due atomi, quella dell'ozono sia formata da tre, poichè tre volumi di ossigeno sono condensati in due volumi.

Il reattivo più comune per riconoscere l'ozono è una carta inamidata e imbevata d'ioduro di potassio, la quale si colora in turchino, a causa dell'iodio reso libero dall'ozono, che si combina al potassio formando la potassa.

L'ozono torna ossigeno ordinario alla temperatura di 250 gradi, e in presenza del vapore acqueo anche a soli 100 gradi; e torna ossigeno ordinario anche col contatto del carbone in polvere o del biossido di manganese o di rame.

47. Problema. Con 100 grammi di clorato di potassio quanti litri si possono ottenere di ossigeno ridotto a 0° e alla pressione di 0^m,76?

Soluzione. Si sostituiscano ai simboli nella equazione sopra esposta (43) i numeri dei pesi atomici presi dalla tavola a pag. 34 e 35, e si avrà



Si vede che grammi 122,5 di clorato di potassio danno grammi 48 di ossigeno. Dunque 100 grammi ne somministreranno una quantità in peso data dalla seguente proporzione $122,5 : 48 = 100 : x = \frac{48 \times 100}{122,5} =$ grammi 39,183.

Sapendosi poi che 1^{gr},43 è il peso di un litro di ossigeno a 0° e a 0^m,76, è manifesto che 39^{gr},183 corrisponderanno ad un numero di litri dato dalla proporzione $1,43 : 1 = 39,183 : y = \frac{39,183}{1,43} =$ litri 27,40.

IDROGENO. $HH = H^2$.

48. Il fisico inglese Cavendish fece conoscere nel 1766 le principali proprietà dell'idrogeno. Questo corpo esiste combinato coll'ossigeno nell'acqua, che ne contiene $\frac{1}{8}$ con $\frac{8}{8}$ di ossigeno, ed esiste in quasi tutti i composti

organici. Il suo nome deriva dal greco ὕδωρ, acqua, e γεννάω, io genero.

49. Preparazione dell'idrogeno. I principali metodi con cui si prepara questo gas sono i seguenti.

1.^o *Decomposizione dell'acido solforico o cloridrico per mezzo dello zinco.* Nei laboratorii si usa ordinariamente il metodo più semplice di far reagire sullo zinco l'acido solforico allungato coll'acqua. Una certa quantità di zinco granulato, ovvero ridotto in piccole laminette, viene introdotto in una bottiglia a due tubulature (fig. 3). Una tubulatura è unita mediante un opportuno turacciolo ad un tubo a sviluppo, il quale deve portare l'idrogeno sotto la campana di un bagno idro-pneumatico, e l'altra riceve con altro turacciolo un tubo ad imbuto,

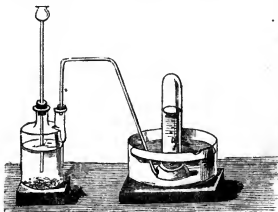
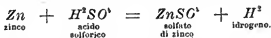


Fig. 3. — Decomposizione dell'acido solforico per mezzo dello zinco.

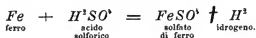
ches'introduce fino quasi in fondo alla bottiglia. Si versa sullo zinco una certa quantità di acqua e a poco a poco l'acido solforico. Tosto comincia la reazione, per cui lo zinco si sostituisce all'idrogeno dell'acido, formando il solfato di zinco, che si

scioglie nel rimanente del liquido, e l'idrogeno è posto in libertà. La reazione viene espressa dalla formula

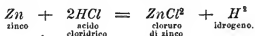


Adoperando nello stesso modo la tornitura di ferro invece dello zinco, si avrebbe ancora lo sviluppo del-

l'idrogeno, e si formerebbe il solfato di ferro secondo la formula



Se vogliasi far reagire l'acido cloridrico, invece che l'acido solforico, sopra uno di questi metalli, allora quell'acido cederà il cloro al metallo per formare un cloruro, lasciando svolgere libero l'idrogeno. Collo zinco si ha



Il metallo, che serve in tal modo alla preparazione dell'idrogeno, non è mai puro. Lo zinco, per esempio, contiene sempre un poco di carbone, di zolfo, d'arsenico, e anche di fosforo. Una porzione d'idrogeno si combina allo stato nascente con questi corpi, formando alcuni composti gassosi, che rendono impuro il rimanente del gas. Per renderlo puro, è d'uopo che sia fatto passare per tre lunghi tubi ad U comunicanti fra loro, il primo dei quali contenga dei pezzetti di pomice imbevuti di azotato di piombo, per arrestare l'acido solfidrico; il secondo contenga solfato d'argento, per arrestare l'idrogeno arsenicato e fosforato, ed il terzo dei frammenti di potassa caustica, per arrestare il vapore acqueo e gl'idrogeni carbonati.

2.° Decomposizione dell'acqua per mezzo del ferro al calore rosso. Una corrente di vapore sviluppato dall'acqua che bolle in una storta sopra un fornello (fig. 4), passa in un tubo di porcellana o di grès, che contiene dei fili di ferro, e che è situato dentro un più gran fornello a riverbero. Il vapore in questo tubo si decompone cedendo l'ossigeno al ferro, il quale si ossi-

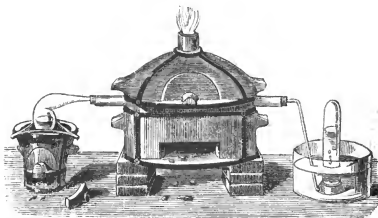
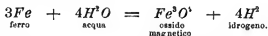


Fig. 4. — Decomposizione dell'acqua per mezzo del ferro.

sida e forma l'ossido magnetico, e l'idrogeno posto in libertà va a raccogliersi nella campana di un bagno idropneumatico. La formula è



3.° Colla *decomposizione dell'acqua per mezzo della pila* si ottiene pure l'idrogeno, che viene raccolto all'elettrodo negativo.

50. Proprietà fisiche dell'idrogeno. L'idrogeno è un gas permanente, perchè mai si è potuto liquefare, è incolore, e quando è puro non ha alcun odore.

La sua densità relativa all'aria è 0,06926.

Un litro a 0° e a 0^m,76 pesa 0^{gr},08957, cioè pesa 14,44 volte meno di un egual volume d'aria. È il più leggero di tutti i corpi conosciuti.

Il suo peso atomico H (peso di un volume) è preso per *unità*, e perciò in ogni formula chimica si ha sempre $H = 1$. Il suo peso molecolare H^2 (peso di due volumi) è 2.

Il gas idrogeno è pochissimo solubile nell'acqua.

perchè questa a 0° non ne scioglie che 0,019 del proprio volume.

Il gas idrogeno, attesa la sua grande leggerezza, fugge via subito da una campana che lo contenga, se la bocca di questa venga rivolta in alto. Le bolle di sapone piene di questo gas s'innalzano nell'aria a guisa di piccoli globi aereostatici. La sua leggerezza lo fece appunto adoperare in principio per gonfiare i palloni volanti. Oggi però il gas illuminante è d'ordinario preferito per tale uso all'idrogeno, perchè, oltre ad essere di un prezzo minore, non ha la grande facoltà endosmotica, con cui questo passa facilmente attraverso alle pareti degli involucri di un aerostato.

Questa facoltà endosmotica dell'idrogeno, per cui con somma facilità attraversa le membrane e le pareti dei vasi porosi, si può riscontrare in più maniere. Se un palloncino di sottile gomma elastica, contenente dell'aria, venga introdotto in una campana assai grande piena di gas idrogeno e colla bocca immersa nell'acqua, si gonfia in poche ore, e può anche scoppiare coll'andar del tempo. Per endosmosi vi entra l'idrogeno in molto maggior copia dell'aria che ne esce, e perciò si gonfia. Se prima d'introdurre il palloncino nella campana si legghi con un filo, avvolgendolo lungo uno dei suoi circoli massimi, l'anello del filo lo stringerà sempre più a misura che esso si gonfia, tantochè potrà scoppiare anche nel corso di una medesima giornata. Il chimico Graham trovò che le velocità con cui due gas, che trovansi separati da una membrana porosa, passano attraverso di essa per diffondersi l'uno nell'altro, sono in ragione inversa delle radici quadrate delle loro densità. Perciò, essendo l'idrogeno, come si è detto, 14,44 volte meno denso dell'aria, la quantità di esso, che passa dentro al palloncino, sarà 3,8 volte maggiore dell'aria uscita dal medesimo. Se invece dell'aria vi fosse stato

gas ossigeno, che è 16 volte più denso dell'idrogeno, il rapporto fra questo gas entrato e quello uscito sarebbe stato precisamente di 4 ad 1.

Una campanetta piena d'idrogeno, che tolta dal bagno idro-pneumatico, venga rivolta colla bocca in alto, dopo averla chiusa con un foglio di carta, lascia a poco a poco uscire il gas pei pori della carta, come può riscontrarsi appressandovi un lume, il quale lo accende.

Una bella esperienza di Sainte-Claire Deville consiste nel far passare una corrente di questo gas per un tubo di terra porosa *a b*, il quale sia introdotto in un tubo di vetro più largo e più corto, e aggiustato alle due estremità di questo per mezzo di due larghi turaccioli di sughero (fig. 5^a). Nello stesso tempo si fa passare per lo spazio anulare una corrente di anidride carbonica, che entra per il tubetto di vetro *c* attraversante il primo turacciolo, e che dovrebbe uscire per il tubetto opposto *d*.

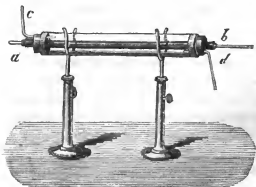


Fig. 5. — Endosmosi del gas idrogeno.

Si trova invece che i due gas si sono scambiati attraverso alle pareti del tubo poroso, e che l'idrogeno esce dal tubo *d* e l'anidride carbonica dal tubo *b*. Infatti il gas, che vien fuori da quest'ultimo tubo, non si accende, se vi si accosti la fiamma di un lume, ma però intorbida l'acqua di calce, in cui sia fatto gorgogliare: mentre si ottiene subito la fiammella del gas idrogeno, se il lume venga accostato al tubo *d*.

I chimici Sainte-Claire Deville e Troust, adoperando invece del tubo di vetro un tubo di porcellana verniciata, che aveva nell'interno un tubo di ferro od anche

di platino, in luogo del tubo di terra porosa; scaldarono fino al calore rosso vivo il mezzo di un simile apparato, mediante un fornello analogo a quello grande della fig. 4, e trovarono che a quell'alta temperatura l'idrogeno passava colla massima facilità attraverso alle pareti di quei tubi metallici.

L'idrogeno è il solo gas, che abbia una sensibile conducibilità per il calore, e tanto più, quanto più esso sia condensato. Per questa proprietà fisica, oltre all'insieme delle sue proprietà chimiche, fu rassomigliato ai metalli, e da alcuni chimici fu detto essere questo un metallo gassoso. Questa opinione ha trovato un forte appoggio nelle recenti esperienze di Graham, per le quali sembra avere egli ottenuto una lega di palladio e idrogeno. Un filo di palladio di quasi mezzo millimetro di diametro e di 0^m,609 di lunghezza fu tenuto per mezz'ora a fare l'ufficio di elettrodo negativo nella decomposizione dell'acqua accanto ad un più grosso filo di platino, che era l'elettrodo positivo di una pila di due elementi di Bunsen. Sul filo di platino si sviluppava l'ossigeno, ma il filo di palladio, invece di sviluppare l'idrogeno, lo *occludeva*, come dicono, dentro di sé, assorbendone 936 volte il suo volume, e si allungava di 9 millimetri. Questo filo si accorciava e molto più, quando se ne estraeva l'idrogeno collo scaldare il filo stesso dentro un piccolo tubo di vetro ove era stato fatto il vuoto, o quando era tenuto per molto tempo come elettrodo positivo nella decomposizione dell'acqua colla pila.

Graham misurò il cambiamento di volume del filo di palladio e il volume dell'idrogeno assorbito, e per conseguenza valutò la condensazione che questo vi avea subito; d'onde ne ottenne la densità, che trovò essere in media 0,73: numero che adottò in modo definitivo, dopo di aver dichiarato inesatto il numero 1,951 che aveva trovato antecedentemente.

Egli concluse dalle sue esperienze che l'idrogeno ed il palladio formavano una vera lega metallica, che conteneva un volume del primo per 20 del secondo; che la tenacità di questa era minore di quella del palladio; che la conducibilità elettrica della lega era minore di quella del palladio semplice, ma che però era sempre molto grande, perchè si potesse ritenere come favorevole al carattere metallico dell'idrogeno; che il debole magnetismo che ha il palladio è molto aumentato quando ha assorbito l'idrogeno, e che quindi anche questo si poteva riguardare come un metallo magnetico; e finalmente che l'idrogeno in quella lega aveva delle proprietà chimiche che l'idrogeno gassoso non ha, perchè essa decompone il bicloruro di mercurio, precipitando da una soluzione di questo il mercurio ed il suo protocloruro, lo che non fa l'idrogeno ordinario. In seguito di tutto ciò egli proponeva di dare ad un tal metallo il nome di *idrogeno*. Forse non è lontano il tempo, in cui nessun chimico avrà più dubbio alcuno sulla natura metallica dell'idrogeno.

51. Proprietà chimiche. L'idrogeno si combina direttamente coll'ossigeno, e si accende con prontezza, accostandovi un lume, ovvero colla scintilla elettrica, od anche per mezzo della spugna di platino. Accendendo con uno di tali mezzi un getto d'idrogeno che esce da un dato orifizio, questo gas seguita a bruciare, combinandosi via via coll'ossigeno dell'aria, e sponde una pallida luce. Il prodotto che si forma è il vapore acqueo: e ciò si può dimostrare con una esperienza ben semplice fatta pel primo da Cavendish.

L'idrogeno si sviluppa in una bottiglia (fig. 6*), e passa per il tubo orizzontale, ove deposita sul cloruro di calcio il vapore con cui è mischiato, e così viene ben asciutto ad essere acceso all'estremità d'un piccol tubo, che s'introduce in una campana di cristallo. Il vapore acqueo,

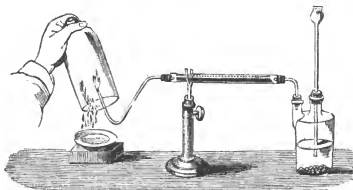


Fig. 6. — Formazione del vapore acqueo nella combustione dell'idrogeno.

che si forma per la combustione dell'idrogeno, si condensa sulle pareti fredde della campana che si appannano, e ben presto forma delle goccioline di acqua, che scorrono lungo le pareti niedesime, e cadono.

Se la fiamma dell'idrogeno spande pochissima luce, si può molto aumentarne il potere illuminante, mescolando il gas con vapori ricchi in carbonio, come sono i vapori di benzina. Mediante un tubo di vetro passante per il turacciolo di una bottiglia, e che va ad immergersi colla sua estremità inferiore in una piccola quantità di benzina, si obbliga l'idrogeno a passare gorgogliando per questo liquido, di cui trascina seco i vapori. Questi poi uscendo insieme col gas per un altro foro praticato nello stesso turacciolo, vanno al beccuccio, dove si produrrà una bella fiamma luminosa.

Il gas idrogeno puro, bruciando, dà luogo allo sviluppo di una enorme quantità di calore misurata da 34 462 calorie, e che è ben più grande di quella sviluppata da ogni altro combustibile. Di questa proprietà si è tratto partito per ottenere altissime temperature mediante il cannello a gas ossigeno e idrogeno detto anche cannello a gas ossi-idrogeno di Daniell. Due tubi muniti di rubinetto *O, H* (fig. 7^a) e che comunicano con due



Fig. 7. — Cannello a gas ossi-idrogeno.

gassometri contenenti l'uno ossigeno e l'altro idrogeno fanno capo dentro una scatoletta di ottone *BC*. Il primo si unisce ad un tubetto di gomma elastica che si prolunga fino in *E*, mentre la scatoletta è congiunta con un tubo parimente di gomma elastica *BD* di maggior diametro e concentrico al primo. In *D* questo secondo tubo è unito al beccuccio *DA*. I due gas non si mescolano che all'orifizio comune in *E*, e però non vi ha pericolo di esplosione. I due tubi concentrici potrebbero essere anche di metallo, ma quelli di gomma elastica rendono più comodo il maneggio dell'apparato, e di più allontanano maggiormente ogni pericolo. Nel caso infatti che un poco del miscuglio gassoso retrocedesse e detonasse, questi tubi potrebbero dilatarsi ed anche scoppiare senza recar danno ad alcuno. Talvolta si mettono, dove si forma il miscuglio dei gas, varii strati di rete metallica, e ciò per meglio evitare qualunque esplosione. Regolando opportunamente i rubinetti, si ottiene il miscuglio nel rapporto in volume di 1 a 2. La temperatura ottenuta colla combustione dell'idrogeno si fa ascendere a 2500 gradi. L'oro e l'argento non solo si fondono nella fiamma *ossidrica*, ma si volatilizzano rapidamente, e lo zinco e il ferro vi bruciano, emettendo una viva luce. Il platino è stato fuso dal chimico Sainte-Claire Deville in masse assai considerevoli dentro un crogiuolo di calce viva, mediante un cannello simile munito di beccuccio in platino.

Se il dardò di quella fiamma venga diretto contro un cilindretto di calce o di magnesia o meglio di zirconia, questi corpi diventano incandescenti a tal segno, da dare una luce intensissima, che si può paragonare alla luce elettrica. Questa luce dicesi *luce di Drummond* dal nome dell' autore, che primo la ottenne colla calce, e dicesi anche *luce ossidrica*.

Quando il gas idrogeno sia mescolato coll'ossigeno nel rapporto di 2 a 1 in volume e si accenda, tutta la massa produce una fortissima detonazione, che facilmente spezza il vaso che lo contiene. Si possono empire con questo miscuglio detonante le bolle di sapone, senza alcun pericolo, e determinarne lo scoppio coll'accostarvi un cerino acceso. Anche un miscuglio di un volume d'idrogeno e di 2 volumi e mezzo di aria detona quando venga acceso, ma detona con minor forza, attesa la presenza di un gas inerte quale è l'azoto.

Un apparato (fig. 8°), dove si sviluppa l'idrogeno, che viene a produrre all'estremità di un tubo una fiammella, fu chiamato *lampada filosofica*. Se questa fiammella sia introdotta fino ad un certo punto in un tubo più largo ed aperto in cima ed in fondo, produce un suono continuo somigliante a quello di una canna di organo. Faraday spiegò l'origine di questo suono, dicendo che la corrente d'aria, che sale dentro il tubo, trascina seco via via un poco d'idrogeno, formando una piccola quantità di miscuglio detonante, il quale appena giunto sopra alla fiamma, si accende con debole detonazione. Queste piccole detonazioni si



Fig. 8. — Armonica chimica.

succedono rapidamente e con regolarità, e perciò ha luogo la produzione di un suono musicale.

Per l'affinità che ha l'idrogeno coll'ossigeno ad una temperatura sufficientemente elevata, si possono decomporre alcuni ossidi, quando siano esposti al calore dentro tubi di vetro o di porcellana, facendovi passare una corrente d'idrogeno. Questo si combina coll'ossigeno dell'ossido che è nel tubo, e il metallo è, come suol dirsi, *ridotto*, cioè posto in libertà.

Non è il solo ossigeno quello con cui può combinarsi l'idrogeno, perchè questo forma anche cogli altri metalli delle combinazioni importanti, che sono dai chimici accuratamente studiate.

L'idrogeno è un corpo combustibile, ma non è comburente. Se in una campanetta piena di questo gas e colla bocca volta in basso s'introduca un pezzetto di cerino acceso, che sia fissato in cima ad un lungo filo di ferro; si vedrà che il gas si accende e brucia al contatto dell'aria, ma il lume al di sopra si spegne, appena che si trova circondato dal solo idrogeno.

Questo gas è improprio ancora per la respirazione, ed in un'atmosfera di esso un animale perirebbe di asfissia. Non è però deleterio, perchè si potrebbe per pochi istanti respirare senza pericolo un miscuglio d'idrogeno e d'aria. Però il metallo della voce in tal caso si cambia totalmente.

CLORO. $ClCl = Cl^2$.

52. Il cloro è un gas, che è stato scoperto da Scheele nel 1774, ma che non è stato riconosciuto per un corpo semplice, se non che nel 1811 pei lavori di Gay-Lussac

e Thénard in Francia e per quelli di Davy in Inghilterra. Un tempo fu detto anche *acido muriatico deflogisticato* ed *acido muriatico ossigenato*. Le quali espressioni sono relative ad alcune idee erronee, che erano in vigore nel secolo passato. Ampère lo chiamò *cloro* pel suo colore giallo verdastro, da *χλωρός*, verde.

Questo corpo si trova in natura combinato coi metalli, coi quali forma dei cloruri, e specialmente col sodio nel sal gemma e nel sal marino, ossia cloruro di sodio.

53. Preparazione del cloro. Due sono i modi, con cui ordinariamente si prepara il cloro, il primo dei quali, dovuto a Scheele, è fondato sulla decomposizione dell'acido cloridrico per mezzo del biossido di manganese, ed il secondo, dovuto a Berthollet, è fondato sulla decomposizione del cloruro di sodio per mezzo del biossido di manganese e dell'acido solforico allungato.

1.^o *Decomposizione dell'acido cloridrico per mezzo del biossido di manganese.* In un pallone di vetro (fig. 9^a)

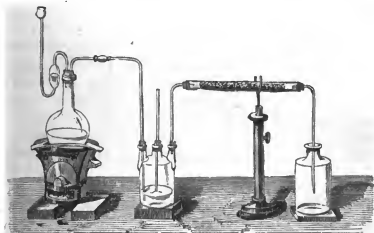


Fig. 9. — Preparazione del cloro.

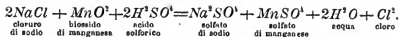
si pongono quattro parti di acido cloridrico ed una parte di biossido di manganese, che conviene sia in piccoli

frammenti. La reazione comincia a freddo, ma deve essere resa più attiva coll' aiuto di un dolce calore. I due corpi si decompongono, e poi avviene formazione di acqua e di cloruro di manganese, nell'atto che la metà del cloro contenuto nell'acido cloridrico si svolge allo stato gassoso.



Il cloro passa dal pallone in un vaso lavatore, che contiene dell'acqua, per arrestare l'acido cloridrico, che il gas potesse portar seco. Poi passa per un largo tubo orizzontale pieno di pezzetti di cloruro di calcio, ove deposita il vapore acqueo che conteneva; e quindi per un tubetto ricurvato in basso è condotto al fondo di una bottiglia, dalla quale espelle a poco a poco l'aria, che è più leggera di esso. Quando si vede il colore caratteristico del cloro in tutta la capacità della bottiglia, si toglie questa, sostituendone altre, che pure si riempiono del medesimo gas.

2.^o *Decomposizione del cloruro di sodio per mezzo del biossido di manganese e dell'acido solforico allungato.* Si prepara ancora il cloro, scaldando parimente in un pallone di vetro (fig. 9^a) un miscuglio di 4 parti di sal marino (cloruro di sodio), di 1 parte di biossido di manganese e di 2 parti di acido solforico, che deve allungarsi con un egual peso di acqua; e si ottiene solfato di sodio, solfato di manganese, acqua e cloro libero.



Volendo nei laboratorii ottenere una soluzione di cloro, si riceve questo in diverse bottiglie *B*, *C*, *D* (fig. 10^a), a tre tubulature e comunicanti fra loro e col matraccio *A* per mezzo di tubi ricurvi *J*, *K*, *L*, *M*. Ognuno

di questi tubi comunica col vaso a sinistra alla parte superiore e col vaso a destra alla parte inferiore ove s'immerge nell'acqua. I tubi diritti *F*, *G*, *H* penetrano per la tubulatura centrale fino in fondo alla bottiglia ove pescano essi pure nel liquido, e al di sopra si aprono nell'atmosfera. Tanto i tubi cùrvi che i tubi diritti passano esattamente a traverso a turaccioli di sughero che si adattano alle rispettive tubulature. Il gas passa per tutte le bottiglie, e viene a gorgogliare e a disciogliersi nell'acqua che contengono, formando l'*acqua clorata*. L'apparato così disposto chiamasi apparato di Woulf. Un ultimo vaso contiene una soluzione di potassa o latte di calce per assorbire il cloro che non si è disciolto.

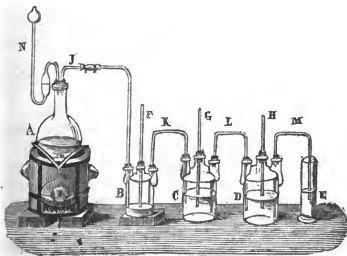


Fig. 40. — Apparato di Woulf.

54. Proprietà fisiche del cloro. Il cloro è un gas non permanente, di un colore giallo verdastro, di un odore forte e soffocante e di un sapore caustico.

La sua densità relativa all'aria è 2,44.

Un litro di questo gas pesa 3^{gr},16.

Il suo peso atomico *Cl* (peso di un volume) è 35,5.

Il peso della sua molecola Cl^2 (peso di 2 volumi) è 71.

È stato liquefatto alla pressione ordinaria dell'atmosfera con un raffreddamento di 40° sotto lo zero, come pure sotto la pressione di 4 atmosfere alla temperatura di 15° , ma non è stato possibile solidificarlo. Allo stato liquido la sua densità è 1,33.

Quando il cloro sciogliesi nell'acqua, questa ne assorbe 1,44 volte il proprio volume a zero e alla pressione $0^m,76$. La solubilità del cloro cresce da zero fino a 8° , alla qual temperatura l'acqua ne scioglie una quantità massima, che è di tre volte il proprio volume. Questo fatto, in apparenza contrario alla seconda legge della soluzione dei gas, che abbiamo esposta a pag. 6, si spiega facilmente, sapendo che presso alla temperatura dello zero si forma una combinazione chimica di acqua e di cloro (idrato di cloro), che va aumentando fino a 8° , e poi si decompone.

La soluzione di cloro ha il medesimo colore giallo verdastro del cloro gassoso e un odore ed un sapore non meno ingrato.

Questa soluzione, raffreddata che sia fino a zero ed anche a due o tre gradi al di sotto, lascia depositare i cristalli giallo-verdastri dell'*idrato di cloro* $Cl^2, 10H^2O$, che contengono 28 per cento di cloro e 72 di acqua.

L'idrato di cloro è quello che si adopera per ottenere il cloro allo stato liquido. Un tubo di vetro a pareti assai robuste, chiuso da una parte e piegato nel mezzo a guisa di arco, riceve i cristalli d'idrato di cloro, asciugati prima con carta sugante. Si chiude alla lucernetta anche la branca aperta, e poi si capovolge il tubo, facendo in modo che i cristalli, che vi sono, si raccolgano tutti in una branca. Si scalda questa dolcemente, cioè circa a 35° gradi, mentre si tiene circondata l'altra branca con un miscuglio frigorifico. Allora l'idrato di cloro si decompone, separandosi in due strati liquidi sovrapposti, dei quali il superiore

è una soluzione di cloro, e l' inferiore è cloro liquido.

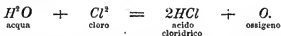
Quest' ultimo bolle a 33°, e si distilla ricondensandosi allo stato liquido nella branca fredda, per effetto della pressione di 4 o 5 atmosfere, che esiste nel tubo.

55. Proprietà chimiche. Il cloro ha una debole affinità per l'ossigeno, e quindi non è infiammabile, e non si combina mai con esso direttamente. Ma però ha una energia chimica fortissima rispetto ad altri corpi, e dà luogo facilmente a combinazioni o sostituzioni dirette e ad ossidazioni indirette. Coi metalli e con molti metalloidi si combina direttamente anche alla temperatura ordinaria, e talora con sviluppo di molto calore e luce. Il fosforo, l'antimonio, l'arsenico, il potassio s'infiammano tosto, appena che siano introdotti in piccoli frammenti in una bottiglia piena di cloro. Un filo di rame arroventato ad una estremità, brucia quando è posto nel cloro. In tali casi si formano i cloruri di questi rispettivi corpi. Anche al mercurio il cloro si combina direttamente, e perciò quando si prepara non si può raccogliere su di un bagno a mercurio. Al carbonio però non si può unire il cloro direttamente: e un carbone acceso, immerso in un'atmosfera di questo gas, vi si spegne. Anche un lume acceso si spegne nel cloro dopo pochi istanti.

La sua energia chimica il cloro la spiega principalmente verso l'idrogeno. Basta che venga esposto ai raggi del sole un miscuglio a volumi eguali di cloro e idrogeno, perchè questi due corpi si combinino istantaneamente con una forte detonazione, formando l'acido cloridrico. Ponendo all'ombra una bottiglia ben chiusa, che contenga il miscuglio d'idrogeno e di cloro, e poi da lontano dirigendo su di essa i raggi del sole per mezzo di uno specchio, la detonazione avviene subitamente, e la bottiglia vola in pezzi. Per mezzo di un lume acceso o di un ferro incandescente, che venga posto in contatto con

un simile miscuglio, ovvero per mezzo di una scintilla elettrica, si produce parimente una detonazione.

Il cloro decompone tutti i composti idrogenati, ai quali toglie l'idrogeno, tranne gli acidi cloridrico e fluoridrico. L'acqua, che tiene il cloro in soluzione, esposta che sia ai raggi solari od anche alla luce diffusa, si decompone lentamente, cedendo al cloro l'idrogeno, per formare l'acido cloridrico, e lasciando libero l'ossigeno, come indica la formula



Nei laboratorii per impedire questa alterazione dell'acqua clorata, la si suole conservare entro bottiglie di vetro nero.

Per la grande affinità, che ha il cloro coll'idrogeno, e per cui lo toglie ai composti idrogenati, si spiegano certe sue proprietà che lo distinguono, quali sono la sua *proprietà ossidante*, la sua *proprietà decolorante* e la sua *proprietà disinfettante*.

Le materie coloranti di origine organica, essendo composte d'idrogeno, di ossigeno, di carbonio e per lo più anche di azoto, appena che si trovano in contatto col cloro, si decompongono, acquistando un colore giallo bruno, e talvolta scolorandosi totalmente, e ciò per doppia ragione: 1° perchè, cedendo al cloro il loro idrogeno per formare acido cloridrico, subiscono una metamorfosi profonda, e perdono il loro carattere: 2° perchè anche l'acqua, che queste sostanze quasi sempre contengono, vien decomposta da un'altra porzione di cloro, che le toglie l'idrogeno, lasciando libero l'ossigeno allo stato nascente. Quest'ultimo allora ossida il resto della materia colorante, la quale così subisce un'altra metamorfosi.

Si vede che mentre il cloro è un *disidrogenante*, fa anche in un modo indiretto l'ufficio di corpo *ossidante*.

Il vino, la laccamuffa, l'inchiostro ordinario si scolorano, appena che siano mescolati con una soluzione di cloro.

L'inchiostro da stamperia però e quello della China non vengono alterati dal cloro, perchè questo non ha azione chimica sul carbone con cui sono formati.

Nell'industria si trae profitto dalla proprietà decolorante del cloro per l'imbiancamento delle tele di lino, di canapa e di cotone e della pasta con cui si fabbrica la carta. Invece di usare il cloro gassoso o l'acqua clorata, si adoperano soluzioni di cloruro di calce (ipoclorito di calcio $CaCl^2O^2$), il qual corpo cede facilmente il cloro in presenza dell'anidride carbonica dell'aria atmosferica.

Per la seta e la lana e per tutte le materie di origine animale non può adoperarsi il cloro, perchè attacca e guasta anche queste materie medesime.

Il cloro, come abbiamo già detto, è dotato anche della proprietà *disinfettante*. I miasmi, i gas fetidi dovuti alla putrefazione delle materie organiche, e specialmente l'acido solfidrico H^3S , l'ammoniaca AzH^3 e il solfidrato di ammoniaca AzH^4HS (solfidrato d'ammonio) quando s'incontrano nell'aria col gas cloro, gli cedono l'idrogeno per formare acido cloridrico, e così decomponendosi perdono il loro carattere e quindi la proprietà di recar danno all'economia animale. È per questo che è tanto adoperato il cloro per la disinfezione negli spedali, nelle officine, nelle caserme, nei bastimenti, e, in tempi di epidemie, da per tutto.

Il cloro peraltro è improprio alla respirazione, è soffocante e deleterio. Respirato che sia, non solo provoca la tosse, ma ancora produce degli spurgli sanguigni, perchè disorganizza la muccosa delle nostre vie respiratorie, togliendole l'idrogeno, nell'atto che fa depositare su di essa l'acido cloridrico.



56. La scoperta del gas azoto si deve a Rutherford, che nel 1772 distinse questo corpo semplice dal gas anidride carbonica, colla quale prima era stato confuso, attesa la proprietà che anch'esso ha di spengere i corpi in combustione. Guyton de Morveau gli diede il nome di azoto (da α privativa e $\zeta\omega\eta$ vita), perchè è improprio alla respirazione. In seguito fu da Chaptal chiamato anche *nitrogeno*, perchè entra nella composizione del nitro.

L'azoto esiste nell'aria mescolato coll'ossigeno nel rapporto di $\frac{1}{4}$ del primo ed $\frac{1}{2}$ del secondo in volume, ed esiste in combinazione in molte materie organiche, e in diverse sostanze minerali.

57. Preparazione dell'azoto. Ordinariamente si prepara questo gas estraendolo dall'aria; ma si ottiene ancora colla decomposizione di corpi azotati, quali sono l'azotito di ammoniaca, l'ammoniaca ed altri.

Estrazione dell'azoto dall'aria. Si estrae l'azoto dall'aria in tre modi, cioè per mezzo del fosforo a freddo, per mezzo del fosforo a caldo e per mezzo del rame a calore rosso.

1.° Lasciando soggiornare per molto tempo (circa 24 ore) dentro una campana piena d'aria e posta sull'acqua alcuni pezzi di fosforo, avviene la combustione lenta di questo metalloide, che si combina coll'ossigeno lasciando isolato l'azoto.

2.° Il metodo più comunemente adoperato per ottenere l'azoto è quello con cui si estrae questo corpo da un dato volume d'aria per mezzo del fosforo a caldo, cioè colla combustione viva del fosforo.

Si accende un poco di questo metalloide in una capsula posta sopra un sughero galleggiante sull'acqua,

e tosto si cuopre con una campana di vetro, che si fa pescare nel liquido (fig. 11^a). Il fosforo bruciando si combina coll'ossigeno dell'aria, e forma dei vapori bianchi di anidride fosforica Ph^3O^5 , che a poco a poco si dissipano sciogliendosi nell'acqua. Nella campana resta il gas azoto misto a vapore acqueo, a vapore di fosforo, ad anidride



Fig. 11. — Preparazione dell'azoto per mezzo del fosforo.

carbonica e ad una piccola quantità di ossigeno. Questo si elimina col tenere nella campana per varie ore dei bastoncini di fosforo, finchè non cessino di essere luminosi nell'oscurità. Il vapore di fosforo vien tolto coll'introdurvi alcune bolle di cloro, il quale forma cloruro di fosforo, che resta poi assorbito dall'acqua. Infine si fa passare il gas della campana per un tubo ad *U*, nel quale l'ani-

dride carbonica e l'eccesso di cloro sono assorbiti da pomice imbevuta di potassa. L'azoto allora si raccoglie sul bagno a mercurio in una campana, in cui è disseccato per mezzo del cloruro di calcio.

3.° Per mezzo del rame scaldato al calor rosso si può estrarre dall'aria l'azoto in abbondanza e molto puro. L'aria contenuta in una bottiglia *A* a due tubature (fig. 12^a) è mandata via dall'acqua che di continuo vi cade da un vaso superiore. La corrente di quest'aria passa con lentezza per un primo tubo *B* piegato ad *U*, che contiene pomice imbevuta di potassa, per assorbire l'anidride carbonica, e poi per un secondo tubo simile *C* contenente pomice imbevuta di acido solforico, per arrestare il vapore acqueo. Finalmente passa per un tubo di porcellana *D*, situato sopra un fornello, e v'incontra una certa quantità di tornitura di rame. Sotto l'azione del calore l'ossigeno si unisce a questo metallo ossidan-

dolo, e l'azoto viene raccolto sopra un bagno a mercurio.

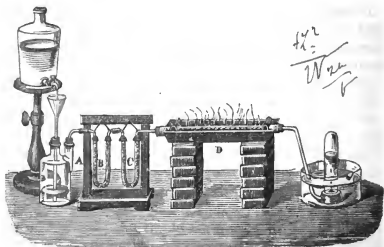
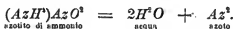


Fig. 12. — Preparazione dell'azoto per mezzo del rame.

Decomposizione di sostanze azotate. Varie sono le materie azotate, che somministrano agevolmente l'azoto; ma un tal metodo essendo meno usitato, indicheremo soltanto la decomposizione dell'*azotito di ammoniaca* ossia azotito di ammonio $(AzH^4)AzO^3$.

In una storta o in un piccolo pallone di vetro munito di un tubo a sviluppo si fa bollire una soluzione concentrata di questo sale. Esso vien decomposto, e dà luogo alla formazione di acqua, mentre lascia in libertà l'azoto che conteneva. Ciò viene espresso dalla seguente equazione



58. Proprietà dell'azoto. L'azoto è un gas permanente, e non ha colore, nè odore, nè sapore.

La sua densità relativa all'aria è 0,972.

Un litro di questo gas a 0° e a 0°,76 pesa 1^{gr},256.

Il suo peso atomico Az (peso di un volume) è 14, e il suo peso molecolare Az^2 (peso di due volumi) è 28.

È pochissimo solubile nell'acqua, perchè questa a 0° non ne scioglie che 0,025 del proprio volume.

L'azoto non brucia, ed estingue i corpi in combustione. Un cerino acceso intródotto in una campana piena di questo gas, vi si spegne immediatamente. È improprio anche per la respirazione, e perciò un animale che si trovasse in un'atmosfera di azoto puro, vi morirebbe di asfissia. Non è però deleterio: e noi lo respiriamo continuamente in molta dose mescolato coll'ossigeno dell'aria. Anzi esso sembra destinato nel fluido aereo ad attenuare la troppo grande energia dell'ossigeno specialmente pei fenomeni di combustione e della respirazione.

L'azoto ha una debolissima attività chimica. Non si unisce direttamente con altri corpi alla temperatura ordinaria, ma sotto l'azione del calore si combina con alcuni corpi semplici, come il carbonio, il boro, il silicio, il titanio, il tungsteno, il magnesio.

Per una serie di scintille elettriche in un miscuglio di ossigeno e di azoto con vapore acqueo, l'azoto si unisce all'ossigeno per formare acido azotico. Anche coll'idrogeno allo stato nascente si combina, formando l'ammoniaca. Si attribuisce del pari alla elettricità la formazione dell'azotato di ammoniaca, che esiste nelle piogge dei temporali.

L'azoto è un corpo importantissimo nella natura. Le materie animali e molte materie vegetali lo contengono in diverse proporzioni. Le carni degli animali e le altre sostanze alimentari in generale non sono nutritive, se non perchè contengono azoto, e lo sono in proporzione della quantità di azoto che in esse si trova. Gli erbivori si nutrono per le materie azotate, che esistono nei foraggi che mangiano. E siccome l'azoto nei vegetabili esiste in più piccola dose, perciò questi animali sono obbligati

a prendere una grande quantità di cibo, per elaborarlo poi in un apparato digestivo di una disposizione particolare, di cui sono stati dotati dalla Creatrice Sapienza.

ARIA ATMOSFERICA.

59. L'aria atmosferica non è un corpo semplice od un elemento, come credevano gli antichi, ma è un miscuglio di due gas principali ossigeno ed azoto nel rapporto approssimativo di 21 a 79 sopra cento parti di essa in volume. Di più essa contiene da 3 a 6 decimillesimi di anidride carbonica, da 6 a 9 millesimi di vapore acqueo, ed alcune tracce di ammoniaca, di azotato di ammoniaca e d'idrogeno protocarbonato, e sovente un poco di ozono. Inoltre esiste nell'aria un gran numero di corpuscoli solidi tanto organici che inorganici, che vi stanno in sospensione continuamente agitati, e che formano il così detto *limo atmosferico*.

60. Esperienza di Lavoisier. La prima analisi ed anche la sintesi dell'aria fu fatta conoscere da Lavoisier nel 1775. In un pallone di vetro a collo lungo e ricurvato a guisa di S egli pose un poco di mercurio, che fece scaldare sopra un fornello fino presso all'ebollizione.

L'estremità del tubo era introdotta in una campana quasi piena di aria situata sopra un bagno a mercurio, e sporgeva sopra al livello di questo liquido in modo da far comunicare l'aria della campana con quella del pallone. In questa esperienza, che durò di continuo per dodici giorni, il celebre chimico vide formarsi uno strato di piccole particelle rosse sul mercurio del pallone, e vide che era sparito dalla campana circa un sesto dell'aria

che vi era contenuta. Quella materia rossa era ossido di mercurio, che, essendo stato da lui raccolto e scaldato fortemente in una piccola storta, diede mercurio metallico ed un gas avente tutte le proprietà dell'ossigeno. D'altra parte il gas rimasto nella campana aveva le proprietà dell'azoto. L'ossigeno e l'azoto furono poscia da Lavoisier mescolati nelle medesime proporzioni da lui trovate, e ricostituirono un fluido, che aveva tutte le proprietà dell'aria.

Nell'esperienza di Lavoisier il mercurio non poteva togliere all'aria tutto l'ossigeno, e perciò le proporzioni che trovò tra l'ossigeno e l'azoto non erano esatte.

I principali metodi, che in seguito si sono adoperati per determinare le proporzioni dei gas contenuti nell'aria, sono *l'analisi in volume*, che si eseguisce per mezzo del fosforo tanto a freddo che a caldo come pure per mezzo dell'eudiometro, e *l'analisi in peso* per mezzo del rame a caldo.

61. Analisi dell'aria in volume. 1.^a *Analisi per mezzo del fosforo.* Il fosforo per la sua affinità coll'ossigeno toglie dall'aria questo gas, come sappiamo (57. 1.^a e 2.^a), rendendo libero l'azoto, e ciò tanto alla temperatura ordinaria o a freddo, quanto coll'aiuto del calore.

L'analisi dell'aria col fosforo a freddo, che è la più semplice e la più comoda, si fa introducendo una bacchetta di questo metalloide piuttosto lunga in una campanetta graduata, contenente un dato volume d'aria ed immersa in parte nell'acqua (fig. 13^a). Il liquido sale a poco a poco dentro alla campanetta, mentre il fosforo si circonda di un fumo bianco, e nell'oscurità apparisce luminoso. Quando sono cessati questi fenomeni, lo che avviene dopo diverse ore, si toglie il fosforo, e, chiusa la bocca



F. 13. Analisi dell'aria col fosforo a freddo.

della campanetta, si agita questa per fare assorbire i vapori acidi formati. ¹ Dopo ciò si trova che per 100 parti di aria in volume, che vi erano, non rimangono che 79 parti di azoto. Dunque i volumi di ossigeno che si sono combinati col fosforo sono 21.

L'analisi dell'aria col fosforo a caldo è meno semplice ad eseguirsi, ma è molto più rapida. Dentro ad una campanetta curva posta sull'acqua (fig. 14^a), e



Fig. 14.
Analisi dell'aria col fosforo a caldo.

contenente un volume di aria già prima misurato, s'introduce un pezzettino di fosforo, e si spinge per mezzo di un filo metallico in una piccola cavità che ha la campanetta nel punto dove si applica la fiamma di una lampada ad alcool. S'incomincia col riscaldare dolcemente, e poi si scalda con più energia, perchè il fosforo si accenda. In questa combustione viva si forma anidride fosforica Ph^3O^2 , che si discioglie nell'

acqua, rimanendo al solito nella campanetta 79 volumi di azoto per 100 volumi di aria.

2.^a *Analisi eudiometrica.* Un metodo anche migliore è quello dell'eudiometro ad acqua immaginato dal Volta o dell'eudiometro a mercurio di Bunsen. Descriveremo qui soltanto quest'ultimo, come quello che dà un'analisi più esatta. Un tubo di vetro (fig. 15^a) diviso in millime-

¹ Per la combustione lenta del fosforo nell'aria umida si produce acido fosforoso ed acido fosforico, che si sciolgono nell'acqua, e una piccola quantità di ozono, di azotito di ammoniaca e di acqua ossigenata.

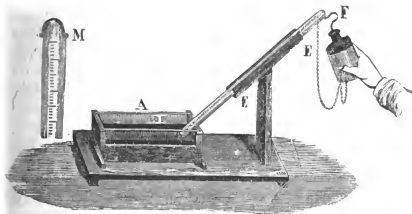


Fig. 15. Eudiometro a mercurio di Bunsen.

tri, chiuso da una parte, e avente una lunghezza di circa 60 centimetri, un diametro di due centimetri e una spessore di pareti di circa tre millimetri, porta presso all'estremità chiusa due fili di platino, che penetrano nell'interno di esso l'uno in faccia all'altro, rimanendo le loro estremità separate da un piccolo intervallo di uno o due millimetri, come si vede più in grande in *M*. Questi fili sono anche così bene sigillati nel vetro, da non permettere il minimo passaggio ai gas. In questo tubo, che deve essere riempito di mercurio, ed avere la sua bocca immersa a guisa di un barometro in una vasca *A* dello stesso liquido, s'introducono 100 volumi di aria ed altrettanti di gas idrogeno bene asciutto, e poi vi si fa scoccare una scintilla elettrica per mezzo di una bottiglia di Leida *F* o di un elettroforo. L'ossigeno contenuto nell'aria si combina con una porzione dell'idrogeno producendo una viva luce, e forma il vapore acqueo, che tosto si condensa. Il mercurio sale nel tubo fino ad un certo punto, e quindi si arresta. Il tubo resiste alla rottura, ed essendo anche graduato, permette di misurare

il volume gassoso, che resta dopo la combustione. Così si trova ordinariamente che dei 200 volumi di miscuglio gassoso che vi erano, ve ne rimangono 137, essendone spariti 63, che hanno formato l'acqua. Quindi si deduce che la terza parte di questo numero 63, cioè 21 volumi, erano di ossigeno e gli altri 42 erano d'idrogeno. Imperciocchè è noto che questi due gas concorrono alla formazione dell'acqua nel rapporto in volume di 1 a 2. Dunque in 100 volumi di aria ve ne sono 21 d'ossigeno e 79 di azoto.

Se l'aria, prima di essere introdotta nell'eudiometro, fosse spogliata dell'anidride carbonica e del vapore acqueo, e se dal residuo gassoso rimasto nell'istrumento venisse tolta pure l'umidità che può contenere, si avrebbe un'analisi più esatta. Le accurate analisi eudiometriche fatte da Regnault hanno mostrato che 100 volumi di aria contengono 20,93 di ossigeno e 79,07 di azoto. Già ben s'intende che in tutte queste maniere di analisi i volumi gassosi sono sempre riportati alle condizioni normali di pressione e di temperatura, cioè a 0°,76 e a zero.

Dal rapporto in volume si passa col calcolo al rapporto in peso mediante la formula $P=DV$, cioè moltiplicando la densità per il volume, e si trova

$$\begin{aligned} P=DV &= 20,93 \times 1,1056 = 23,14 \text{ per l'ossigeno} \\ p=dp &= 79,07 \times 0,972 = 76,86 \text{ per l'azoto.} \\ &\quad \underline{100,00} \end{aligned}$$

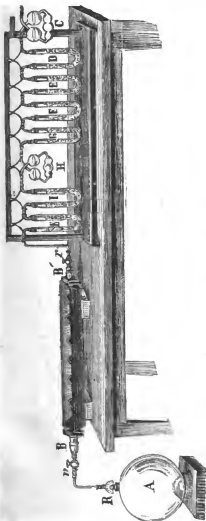
62. Analisi dell'aria in peso. Dumas e Boussingault eseguirono direttamente l'analisi dell'aria in peso per mezzo del rame scaldato al calore rosso. Il qual metodo è molto rigoroso, potendosi far uso di squisite bilancie, e potendo operare sopra una quantità di aria assai maggiore che coi metodi precedenti.

Questi chimici aspiravano l'aria per mezzo di un pallone di vetro di circa 15 litri di capacità, munito di rubinetto, e nel quale era stato fatto il vuoto. Questo pallone

A' (fig. 16*) comunicava con un tubo di vetro verde mu-

nito alle estremità di ghiere *B, B'* parimente con rubinetto, ed in cui pure era stato fatto il vuoto. Il tubo di vetro era situato orizzontalmente sopra un fornello, per poter essere riscaldato in quasi tutta la sua lunghezza, e conteneva una certa quantità di tornitura di rame, o meglio di rame poroso *ridotto* dal suo ossido per mezzo dell'idrogeno. L'aria, prima di arrivare in questo tubo, doveva passare per un tubo *C* a palle di vetro, detto *tubo di Liebig*, contenente una soluzione di potassa, e poi per quattro tubi *D, E, F, G* piegati ad U, dei quali i primi due contenevano pomice umettata della medesima soluzione, ed altri due contene-

Fig. 16. Analisi dell'aria in peso.



vano piccoli pezzi di potassa caustica. Quindi passava per un altro tubo di Liebig *H*, ove era acido solforico, e poi per altri due tubi *I, K* con pomice imbevuta del medesimo acido. In questi tubi l'aria lasciava la sua ani-

dride carbonica nella potassa e il suo vapore acqueo nell'acido solforico, e poscia entrava nel tubo orizzontale scaldato al calore rosso. Quivi l'ossigeno di essa si univa al rame e lo ossidava, e l'azoto solo passava nel pallone. Il passaggio dell'aria doveva essere lentissimo, e ciò si otteneva col regolare opportunamente l'apertura dei rubinetti.

Il pallone ed il tubo col rame, che erano stati pesati prima quando erano vuoti d'aria, erano ripesati dopo l'operazione. Il tubo poi era anche pesato una terza volta, dopo avervi fatto nuovamente il vuoto, per toglierne l'azoto che vi era rimasto. La differenza tra la prima e la terza pesata del tubo dava evidentemente il peso dell'ossigeno combinato con rame; e l'aumento di peso del pallone sommato colla differenza tra la seconda e la terza pesata del tubo dava il peso dell'azoto.

Con questo metodo, adoperato con tutte le convenienti precauzioni, i due chimici sopra nominati trovarono che 100 parti d'aria in peso erano formate da 23 parti di ossigeno e 77 di azoto. E con questi dati passando a calcolare i volumi, trovarono per i due gas il rapporto di 20,8 a 79,2.

Essendo stata analizzata, in simil modo l'aria presa in diverse regioni ed anche a grandi altezze nell'atmosfera, furono sempre trovate presso a poco le medesime proporzioni fra i due gas.

L'anidride carbonica e il vapore acqueo che si trovano in un dato volume di aria si determinano per mezzo di una corrente di aria, prodotta da un aspiratore della capacità di circa 50 litri e munito di termometro. La corrente aerea spinta dalla pressione atmosferica dentro all'aspiratore *A* (fig. 17^a) nel tempo che questo si vuota dell'acqua che contiene, passa per un tubo di Liebig ove è acido solforico e per i tubi *F*, *E* piegati ad U ove è pomice solforica, ed in essi deposita il vapore acqueo;

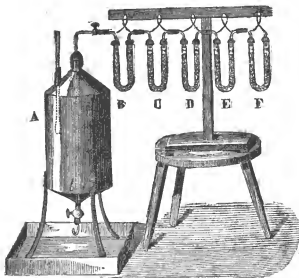


Fig. 17. Determinazione dell'anidride carbonica e del vapore acqueo.

quindi passa per altri due tubi *D*, *C* che contengono pomice imbevuta di potassa, ed ivi si spoglia dell'anidride carbonica; finalmente passa pel tubo *B* contenente pomice solforica, che impedisce il passaggio del vapore acqueo dall'aspiratore ai tubi sopra indicati. L'aumento di peso dei primi tubi da una parte e dei tubi *D*, *C* dall'altra dà il peso dell'uno e dell'altro di questi due corpi gassosi, che sono contenuti in un volume d'aria eguale alla capacità dell'aspiratore. Così si trova che l'aria contiene da 3 a 6 decimillesimi di anidride carbonica, e in quantità variabile il vapore acqueo.

63. L'aria è un miscuglio. I gas componenti l'aria non sono chimicamente combinati, ma vi esistono in semplice miscuglio.

1.° Questi gas conservano nell'aria tutte le loro proprietà fisiche e chimiche, lo che non farebbero, come già sappiamo (4), se formassero una combinazione chimica. Essi si sciolgono nell'acqua in proporzione della loro

rispettiva solubilità e della forza elastica: giacchè si trova che l'acqua assorbe dall'aria l'ossigeno e l'azoto non già nel rapporto di 21 a 79, come dovrebbe accadere se fossero chimicamente combinati, ma in un rapporto diverso, quale è quello di 33 a 67.

La presenza dell'azoto diminuisce sì l'attività chimica dell'ossigeno, ma questo gas conserva sempre nell'aria tutti i suoi caratteri.

2.° Se appositamente mescoliamo i gas nelle stesse proporzioni che essi hanno nell'aria atmosferica, otteniamo un fluido, che ha tutte le proprietà dell'aria medesima: e frattanto non si osserva lo sviluppo di calore nè di elettricità, che comunemente ha luogo nelle combinazioni chimiche.

3.° Se l'aria fosse un composto chimico gassoso, dovrebbe essere soggetto alla legge di Gay-Lussac (16), cioè i gas componenti vi dovrebbero esistere in un rapporto semplice. Ora il rapporto di 21 a 79 tra l'ossigeno e l'azoto è tutt'altro che un rapporto semplice. Sappiamo parimente che le vere combinazioni chimiche di questi medesimi gas li contengono realmente in un rapporto semplice di volume. Ed abbiamo già veduto (16) che nel protossido di azoto il rapporto in volume dell'ossigeno con questo gas è di 1 a 2, e che nel biossido sono combinati a volumi eguali. Inoltre, facendo il miscuglio di questi gas, non si riscontra alcuna contrazione di volume, mentre questa avviene sempre quando due gas si combinano a volumi ineguali (ivi). Dunque i gas componenti l'aria vi stanno in semplice miscuglio.

L'aria atmosferica è parzialmente alterata dalla respirazione degli animali, dalle combustioni e da altre cause, ma queste alterazioni sono debolissime, attesa la enorme quantità dell'aria, che circonda il globo terrestre. Per effetto della respirazione e delle combustioni, l'ossigeno dell'aria non verrebbe ad essere diminuito che di

$\frac{1}{7200}$ nello spazio di 100 anni, secondo i calcoli di Prevost. Nondimeno esiste in natura un compenso anche a questo nello sviluppo dei vegetabili. Le parti verdi di essi sotto l'azione della luce decompongono l'anidride carbonica esalata dalla respirazione degli animali e dalle combustioni, ed assorbono il carbonio, restituendo all'aria l'ossigeno.

ACIDO CLORIDRICO. *HCl*.

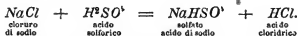
84. L'acido cloridrico è la sola combinazione che si conosca dell'idrogeno col cloro. Anche gli antichi alchimisti lo conoscevano, ma solamente in soluzione nell'acqua. Basilio Valentino, celebre alchimista di Erfurth e monaco benedettino, indica la maniera di prepararlo per mezzo della calcinazione di un miscuglio di sale comune e di vetriolo verde. La soluzione dell'acido cloridrico nell'acqua ebbe anche i nomi di *spirito di sale*, *acido del sale*, *acido marino*, *acido muriatico*, *acido idroclorico*; e anco oggi viene spesso appellato nel commercio coll'uno o coll'altro di questi due ultimi nomi. Priestley fu il primo che ottenne nel 1772 l'acido cloridrico allo stato gassoso, e Davy anche prima di Gay-Lussac e di Thénard fece conoscere che questo corpo era un *idracido*, vale a dire un acido composto d'idrogeno e di un altro corpo, il cloro.

85. Preparazione del gas acido cloridrico.

Il gas acido cloridrico si potrebbe ottenere direttamente combinando il cloro e l'idrogeno, per l'azione che la luce diffusa ha sopra un miscuglio di questi due gas. È noto infatti che la luce diffusa determina la combinazione di

essi lentamente, e non già con esplosione come fanno i raggi solari.

Il metodo però ordinariamente seguito per preparare questo corpo, è quello che fu proposto dal chimico Glauber. In un pallone di vetro, che deve essere munito di un tubo a sviluppo e di un tubo di sicurezza, s'introducono alcuni pezzetti di sale marino fuso, e poi acido solforico concentrato. Di quest'ultimo vi se ne versa tanto da occupare circa un terzo del recipiente. L'acido ed il sale si decompongono, mentre si forma solfato acido di sodio, che resta nel pallone, ed acido cloridrico, che si svolge allo stato di gas. La reazione comincia a freddo, ma per compierla è necessario scaldare il pallone con un moderato calore. Questa reazione è espressa dalla equazione seguente

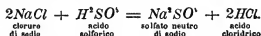


Il gas cloridrico è raccolto entro campanette su di un bagno a mercurio, dopo esser passato per un vaso lavatore, ove deposita in una piccola quantità di acqua l'acido solforico, che può aver trascinato seco.

★ **66. Acido cloridrico in soluzione.** Essendo l'acido cloridrico solubilissimo nell'acqua, la soluzione di esso, che è detta sovente anche *acido cloridrico liquido*, si prepara nei laboratorii col far passare il gas per una serie di bottiglie di Woulf immerse nell'acqua fresca e contenenti acqua stillata.

Nell'industria si producono quantità enormi di acido cloridrico non solo per ottenere questo prodotto, ma ancora per la preparazione più importante del solfato di sodio, che serve poi per fabbricare la soda artificiale e i saponi. Si scalda fortemente il miscuglio di sal marino e di acido solforico entro cilindri di ferro fuso posti orizzontalmente sopra grandi fornelli, ovvero dentro forni

opportunamente fabbricati per questo scopo. In virtù della reazione, che ha luogo in questo caso, avviene la formazione di solfato neutro di sodio e lo sviluppo del gas cloridrico secondo la equazione



Questo gas è condotto per mezzo di un tubo in una serie di grosse bottiglie o bombole di grès contenenti acqua, in cui si discioglie, come fa nell'apparato di Woulf, e si ottiene così l'acido cloridrico del commercio.

67. Proprietà fisiche dell'acido cloridrico.

Il gas acido cloridrico è incolore, ha un odore irritante e soffocante ed un sapore fortemente acido, e provoca la tosse quando venga respirato.

La sua densità relativa all'aria è 1,247.

Un litro di questo gas pesa 1^{gr},612.

La sua densità relativa all'idrogeno (peso di un volume) è 18,25.

Il peso della sua molecola HCl (peso di due volumi) è 36,5.

È composto di volumi eguali d'idrogeno e di cloro senza condensazione.

È stato liquefatto da Faraday alla pressione atmosferica ordinaria e con un raffreddamento di 80 gradi sotto lo zero, ed è stato liquefatto anche a zero con 40 atmosfere di pressione. In tale stato è un liquido incolore, ed ha la densità di 1,27. Non è stato possibile solidificarlo neppure a 110° sotto lo zero.

Il gas cloridrico è, come abbiamo già detto, solubilissimo nell'acqua, la quale a 0° ne assorbe circa 500 volte il proprio volume. Questo assorbimento si fa con tanta rapidità, che, se una bottiglia di ampia bocca e piena di questo gas asciutto si stappi sotto l'acqua, essa può essere spezzata dall'urto del liquido, che vi si precipita

come farebbe nel vuoto. Un pezzo di ghiaccio immerso in questo gas si fonde tosto, assorbendone una buona quantità.

La soluzione acquosa di acido cloridrico è incolora quando è pura, ed è un liquido acidissimo e fumante all'aria libera, ed ha la densità di 1,21. L'acido del commercio poi essendo reso molto impuro da varie sostanze che contiene, è colorato in giallo, e la sua colorazione deriva sopra tutto dal cloruro di ferro che vi è. Questo acido segna 22° all'areometro di Beaumé, e contiene 34 per 100 di acido effettivo.

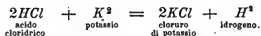
68. Proprietà chimiche. Il gas acido cloridrico non è combustibile, ed estingue i corpi in combustione. Non è decomponibile pel calore, ma se in esso sia prodotta una lunga serie di scintille elettriche, rimane in parte decomposto nei suoi elementi cloro e idrogeno.

Essendo avidissimo di acqua, posto a contatto dell'aria, spande dei fumi bianchi, combinandosi col vapore acqueo dell'aria stessa per formare un idrato. Anche nell'atto della sua soluzione nell'acqua questo gas si combina in parte con essa. Se una soluzione concentrata di acido cloridrico, venga sottoposta alla distillazione, essa lascia esalare una gran quantità del gas che contiene: ma giunta che sia alla temperatura di 110°, non ne esala più, e distilla invece un idrato, di cui la composizione chimica è $HCl + 8H^2O$, e di cui la densità è 1,10.

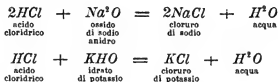
L'acido cloridrico non ha azione in generale sui metalli, ma è decomposto energicamente da molti metalli, coi quali forma dei cloruri, mentre sviluppa l'idrogeno. Tali sono il ferro, lo zinco, lo stagno, l'alluminio e generalmente i metalli che decompongono l'acqua. Abbiamo già veduto a pagina 71 che questo è uno dei metodi per preparare il gas idrogeno.

Se si riscaldi con una lampada ad alcool un pezzetto di potassio introdotto in una piccola campanetta curva,

come quella della fig. 14*, posta sul mercurio, e contenente un volume già misurato di gas cloridrico, questo si decompone, ed il metallo si accende nell'atto che si combina al cloro, con cui forma il cloruro di potassio. L'idrogeno posto in libertà occupa dopo il raffreddamento la metà del volume del gas primitivo. Dalla quale analisi apparisce che nell'acido cloridrico l'idrogeno ed il cloro erano combinati a volumi eguali. La detta reazione viene espressa da



Anche sugli ossidi metallici anidri o idrati reagisce l'acido cloridrico, formando i rispettivi cloruri e insieme l'acqua. Le due formule seguenti mostrano la reazione a cui dà luogo questo acido coll'ossido di sodio anidro e coll'idrato di potassio.



ACQUA. H^2O .

69. L'acqua era considerata dagli antichi come un corpo semplice. Watt, Cavendish e Priestley nel 1781 riconobbero che la combustione dell'idrogeno nell'aria produce l'acqua, e già abbiamo descritta a pagina 77 l'esperienza colla quale Cavendish ottenne la formazione di essa per mezzo della combustione dell'idrogeno. Ma fu Lavoisier, che, sperimentando insieme con Meusnier, riconobbe

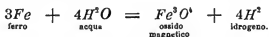
nel 1783 che l'acqua è composta di ossigeno e d'idrogeno, e stabili i rapporti esistenti fra questi due gas: rapporti, che non erano però esatti come quelli che sono stati rinvenuti posteriormente.

La composizione dell'acqua fu investigata tanto per mezzo dell'analisi che per mezzo della sintesi.

70. Analisi dell'acqua. L'analisi dell'acqua fu fatta per mezzo del ferro scaldato al calore rosso come pure per mezzo della pila.

1.º *Analisi dell'acqua per mezzo del ferro a calore rosso.* Questo metodo di analisi fu messo in pratica appunto da Lavoisier, il quale fece uso di un apparato simile a quello, che fu da noi rappresentato colla fig. 4ª a pag. 72 per la preparazione dell'idrogeno. Parecchi fili di ferro molto sottili erano scaldati al calore rosso dentro un tubo di ferro e talvolta di rame (meglio di porcellana) situato orizzontalmente in un fornello a riverbero. Per questo tubo passava una corrente di vapore, prodotto dall'acqua che bolliva in una storta posta sopra un fornello più piccolo.

Il vapore si decomponeva, e il suo ossigeno si univa al ferro, formando l'ossido magnetico Fe^3O^4 , ed avevasi la solita equazione



Una notevole quantità di vapore acqueo passava per il tubo senza decomporsi, e ne usciva mescolato coll'idrogeno. Questo miscuglio però non andava direttamente al bagno idro-pneumatico, come apparirebbe dalla fig. 4ª, ma era prima fatto passare per un serpentino circondato da acqua fresca, ove il vapore in massima parte si condensava in acqua, che era ricevuta insieme coll'idrogeno dentro ad una bottiglia a due tubulature. L'acqua restava nella bottiglia, e il gas passava per l'altra tubula-

tura e per un tubo adduttore in una campana sul bagno idro-pneumatico.

Prima e dopo l'operazione fu pesata la storta col l'acqua che vi era dentro, come pure il tubo coi fili di ferro in esso contenuti. La perdita di peso provata dalla storta, diminuita del peso dell'acqua condensata nel serpentino, indicava la quantità del vapore acqueo decomposto; e l'aumento di peso del tubo dava la quantità d'ossigeno, che si era combinato col ferro. Dal volume poi dell'idrogeno ottenuto si aveva anche il peso di esso, moltiplicandolo per la sua densità.

Questa esperienza mostrava che l'acqua è composta di ossigeno e d'idrogeno, e che il peso di essa è eguale alla somma dei pesi dei due gas componenti: ma non poteva svelare con precisione il rapporto dell'uno e dell'altro, attesa l'inesattezza dei metodi di sperimentare conosciuti a quell'epoca. Perciò non fa meraviglia se Lavoisier trovò tra l'ossigeno e l'idrogeno il rapporto in peso di 6 ad 1, invece di 8 ad 1, che fu trovato posteriormente.

2.^o *Analisi dell'acqua per mezzo della pila.* Carlisle e Nicholson in Inghilterra decomposero l'acqua colla corrente elettrica nell'anno 1800. Oggi si fa l'esperienza per mezzo del voltmetro con acqua acidulata di acido solforico ed alcuni elementi di Bunsen, e si ottiene l'ossigeno all'elettrodo positivo e l'idrogeno all'elettrodo negativo. Raccolti questi gas entro due campanette graduate, si trova che il rapporto di essi in volume è sensibilmente di 1 a 2. Se con questa esperienza non si ottiene il rapporto preciso di 1 a 2, ma soltanto approssimativo, ciò avviene specialmente perchè un poco di ossigeno e d'idrogeno si disciolgono nel resto del liquido. Ciò che a vero dire è decomposto in questa esperienza è l'acqua d'idratazione dell'acido solforico. Questo infatti risulta

da acqua combinata con anidride solforica, cioè si ha



L'anidride SO^2 avidissima di acqua si combina con un'altra molecola di questa, e forma nuovo acido solforico all'elettrodo positivo.

71. Sintesi dell'acqua. La sintesi dell'acqua si eseguisce in due modi: 1° per mezzo dell'eudiometro, 2° colla riduzione dell'ossido di rame al calore rosso per mezzo di una corrente d'idrogeno puro ed asciutto.

1.° *Sintesi dell'acqua per mezzo dell'eudiometro.* Introdotti in un eudiometro a mercurio due volumi d'idrogeno ed uno di ossigeno, vi si fa scoccare una scintilla elettrica, e si trova che dopo la combustione il miscuglio dei due gas è sparito, rimanendo le pareti interne dell'istrumento coperte di uno strato di umidità. Di qui si vede che l'ossigeno e l'idrogeno si sono combinati nel rapporto in volume di 1 a 2 per formare l'acqua. Se il miscuglio fosse stato fatto con 2 volumi dell'uno e 2 volumi dell'altro gas, sarebbe rimasto nell'eudiometro un volume di solo ossigeno. La qual cosa conferma che la combinazione dei due gas per formare l'acqua avviene nel rapporto di 1 a 2 come già si sapeva. Dal rapporto in volume si calcola facilmente il rapporto in peso, sapendo che la densità dell'ossigeno è 16 volte maggiore di quella dell'idrogeno, e che per conseguenza un volume del primo deve pesare 8 volte più che 2 volumi del secondo. I due gas si sono dunque combinati nel rapporto in peso di 8 ad 1.

2.° *Sintesi dell'acqua per mezzo della riduzione dell'ossido di rame.* Una corrente d'idrogeno, reso puro ed asciutto col fargli percorrere una serie di tubi ad U contenenti diverse sostanze atte a purificarlo, è fatta passare in un piccolo pallone di vetro, ove si trova un

peso conosciuto di ossido di rame scaldato fortemente per mezzo di una lampada al alcool.

L'idrogeno si combina coll'ossigeno dell'ossido, e forma vapore acqueo, che in gran parte si condensa in acqua dentro un altro pallone, ed il resto passa per alcuni tubi ad U, ove è assorbito da pomice solforica. L'aumento di peso del secondo pallone e di questi tubi dà il peso dell'acqua che si è formata, e la perdita di peso dell'ossido dà il peso dell'ossigeno che si è combinato coll'idrogeno. La differenza poi tra il peso dell'ossigeno e quello dell'acqua ottenuta fa noto il peso dell'idrogeno stesso, che è entrato in combinazione.

Per tal modo il chimico Dumas, che ha usato con tutta precisione questo metodo, già immaginato da Berzelius e Dulong, ha trovato che 100 parti di acqua in peso sono composte di

idrogeno.	11, 11
ossigeno.	88, 89
	100, 00

ovvero che 9 grammi di acqua sono composti di 8 grammi di ossigeno ed uno d'idrogeno.

72. Proprietà fisiche. L'acqua pura è senza sapore e senza odore, trasparente e senza colore, ma in grandi masse presenta un colore verde tendente al turchino. A zero ordinariamente si congela cristallizzando, e forma il ghiaccio, la neve, la grandine, la brina. Ha la sua massima densità a 4° sopra lo zero. A 100 gradi e alla pressione di 0^m,76 entra in ebollizione, e dà un volume di vapore 1700 volte maggiore del proprio. Il vapore acqueo è trasparente, inodoro ed incolore, ed ha una densità di 0,6235, circa $\frac{5}{8}$, relativamente all'aria. La densità di esso relativa all'idrogeno (peso di un volume) è 9, e il suo peso molecolare (peso di due volumi) è 18.

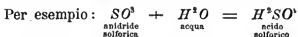
È da notarsi il potere dissolvente dell'acqua sui

corpi solidi, liquidi e gassosi. Già vedemmo (7) che la solubilità dei solidi e dei liquidi nell'acqua aumenta in generale colla temperatura, e che quella dei gas al contrario diminuisce.

73. Proprietà chimiche. Il vapore acqueo alla temperatura di 1000 a 1200 gradi subisce una decomposizione parziale, che Sainte-Claire Deville ha chiamato *dissociazione*.

Molti corpi semplici decompongono l'acqua sia togliendole l'idrogeno, come fa il cloro, sia togliendole l'ossigeno come fa il ferro al calor rosso, e come fanno il potassio e il sodio alla temperatura ordinaria.

L'acqua si combina colle anidridi o acidi anidri e cogli ossidi anidri, come vedemmo (37 e 38), e forma gli acidi idrati e gli ossidi idrati o *idrati metallici*.



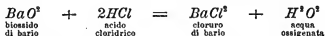
74. Acque naturali. L'acqua non si trova mai in natura allo stato di purezza, poichè contiene sempre varie sostanze, di cui le principali sono l'aria, l'anidride carbonica, il carbonato di calcio, il solfato di calcio e il cloruro di sodio, e talora qualche materia organica.

Una buona acqua potabile deve essere fresca, limpida, aerata, senza odore, di un debole sapore e gradito, deve cuocere i legumi, sciogliere bene il sapone, e non contenere materie organiche. I sali calcarei in un'acqua potabile non debbono essere più di 6 decigrammi per litro. Una porzione maggiore di questi sali rende le acque di difficile digestione, che diconsi allora *acque crude*.

Le acque, che contengono più di 15 a 20 centigrammi di solfato di calcio per litro, diconsi *acque selenitose*, e sono improprie per gli usi domestici.

Le acque diconsi anche *minerali* o *medicinali* in virtù della loro azione terapeutica. Le acque sono fredde o termali, e si distinguono in acque *acidule* o *gassose*, in *acque alcaline*, in *acque ferruginose*, in *acque saline* e in *acque solfuree*.

75. Acqua ossigenata H^2O^2 . Facendo reagire il biossido di bario sull'acido cloridrico, si ottiene cloruro di bario, e *acqua ossigenata*, e si ha l'equazione



L'acqua comune è il protossido d'idrogeno . . . H^2O

L'acqua ossigenata ne è il biossido H^2O^2 .

L'acqua ossigenata è un liquido incolore ed inodoro, ed ha una densità di 1,452. È un corpo instabilissimo, e perde facilmente la metà del suo ossigeno per convertirsi in acqua ordinaria.

CAPITOLO III.

CARBONIO. COMBINAZIONI DEL CARBONIO E DELL'AZOTO COLL'OSSIGENO.

ZOLFO. COMBINAZIONI DELLO ZOLFO COLL'OSSIGENO.

CARBONIO. C.

76. Il carbonio è un metalloide, che costituisce la materia del carbone e del diamante. Le differenti varietà di carbone non sono che carbonio associato ad una certa

quantità di altre materie estranee, e il diamante ed anche il carbone di zucchero è formato da carbonio puro.

Il carbonio talvolta è cristallizzato come nel diamante, nella grafite e nel carbone che proviene dalle storte del gas illuminante, e talvolta è amorfo come nel carbone di legno, nel nero fumo, nel coke e nel carbone animale. In tutte le diverse specie di carbone non ravvisiamo che altrettanti *stati allotropici* del carbonio. (Vedi la nota a pag. 30.)

In natura è sparso il carbonio in abbondanza. Esiste nelle grandi masse di carboni fossili, che si trovano nel seno della terra, ed esiste in tutti i carbonati. Esiste anche in tutte quante le materie organiche tanto vegetali che animali: dimodochè la chimica organica potrebbe chiamarsi la chimica del carbonio.

77. Il diamante è, come abbiain detto, formato da carbonio puro. Esso è cristallizzato nel sistema cubico, e presenta la forma di ottaedro, di dodecaedro romboidale, di un cristallo a 24 od anche a 48 facce. Queste facce spesse volte non sono piane ma curve. Il diamante è il più duro e il più rifrangente di tutti i corpi, ha una densità, che varia da 3,50 a 3,55, ed è cattivo conduttore del calore e della elettricità. Esposto ai raggi del sole, diviene fosforescente. In generale è limpido e senza colore, ma ve ne sono alcuni di colore roseo, azzurro chiaro, giallo, verde e nerastro. I diamanti si trovano nelle sabbie di alluvione nell'Indie, nell'isola Borneo, al Brasile e nei monti Urali.

Averani e Targioni, posteriori di pochi anni all'accademia del Cimento, riconobbero nel 1694 che il diamante brucia al fuoco di un grande specchio ustorio. Lavoisier ottenne l'anidride carbonica colla combustione del diamante nell'ossigeno. Davy incendiò per mezzo di una buona lente coi raggi del sole un diamante dentro ad una campana piena d'ossigeno posta sul mercurio.

La combustione fu vivissima, e diede per prodotto un volume di anidride carbonica, che era eguale al volume dell'ossigeno, e che aveva un peso eguale alla somma dei pesi dell'ossigeno e del diamante.

Jacquelain, per mezzo del calore prodotto da una potente pila di Bunsen, potè rammollire un diamante, il quale aumentò di volume, si ruppe in parecchi pezzi, e si convertì in una materia nera carbonosa simile al coke. A nessun chimico però è riescito di convertire il carbone in diamante.

Despretz fece passare una serie di correnti d'induzione da un cilindretto di carbone puro ad un mazzetto di sottili fili di platino dentro un uovo elettrico, e ciò per più mesi continui, ed ottenne depositata su quei fili una polverella nera di carbone, nella quale erano alcuni microscopici cristalli di carbonio ottaedrici. Questi avevano tal durezza, che, mescolati con olio, erano capaci di pulire il rubino, come fa la polvere di diamante; ma non erano tali da potere essere isolati e pesati, e non avevano il pregio dei veri diamanti.

78. Grafite. Sotto il nome di *grafite* viene designata un'altra varietà di carbonio, cristallizzato sotto forma di lamine nere e brillanti. La grafite conduce bene il calore e la elettricità, è infusibile, ed è insolubile nei liquidi. Il solo ferro fuso può sciogliere il carbonio, e poi quando si raffredda abbandona una certa quantità di grafite, che si può raccogliere sulla sua superficie.

La grafite vien detta anche *piombaggine*: ma alcuni chimici chiamano più particolarmente con questo ultimo nome una specie di grafite naturale, di un color grigio d'acciaio, e cristallizzata in sottili laminette esaedriche. Le miniere di piombaggine più abbondanti si trovano nel Cumberland in Inghilterra. Se ne trovano miniere anche in Francia, in Baviera, in Piemonte e nei Pirenei. Questa sostanza è carbonio quasi puro, perchè ordi-

nariamente non contiene che uno o due per cento di materie estranee. È solida ed untuosa al tatto, si può raschiare coll' unghia, ed ha un color grigio plumbeo ed una densità tra 2,14 e 2,27. È adoperata per formare la matita nella fabbricazione dei lapis, per farne crogiuoli resistenti ad un fuoco vivo, per rendere conduttrici le superficie in galvanoplastica e per altri usi.

79. Carbon fossile. Il *carbon fossile*, detto anche *litantrace*, contiene da 75 a 88 per cento di carbonio, e nel resto materie bituminose e materie terrose, ed ha una densità media di 1,3 circa. Questo corpo, che è di un bel nero brillante, si trova in grandi masse nei terreni detti carboniferi, e dalle sue miniere se ne scavano enormi quantità per gli usi dell'industria. Se venga acceso brucia con fiamma, ed emette molto fumo. Calcinato in vaso chiuso, produce il gas illuminante, ed insieme dà cattrame, prodotti ammoniacali ec.

80. Coke. I pezzi della massa carbonosa, che rimangono nelle storte dopo la calcinazione del carbon fossile, formano quel carbone che dicesi *coke*. È di un colore grigio nerastro, ha un leggiero splendore metallico, ed è molto spugnoso. Il coke brucia senza fiamma e senza spandere fumo. Essendo buon conduttore del calore, facilmente si spegne, ma se ne venga alimentata la combustione da una corrente di aria, seguita a bruciare, e sviluppa una gran quantità di calore.

81. Carbone delle storte o carbone metallico. Oltre al coke si trova nelle storte del gas illuminante un'altra specie di carbone, che è detto *carbone delle storte* ed anche *carbone metallico*. Esso è grigio nerastro, buon conduttore del calore e della elettricità, molto duro, compatto e sonoro. Risulta da un gran numero di piccole pagliette fortemente riunite fra loro, ed è costituito da carbonio quasi puro. Formatosi per la decomposizione ignea dei carburi d'idrogeno sviluppati dal carbon fos-

sile, si trova depositato e aderente sulle pareti interne delle storte. Serve per farne carboni per la pila di Bunseu e crogiuoli che resistono al altissime temperature. Come combustibile è di difficile accensione, ma, acceso che sia, dà una temperatura molto più elevata di quella che si ottiene dal carbon ordinario e dal coke. Ciò dipende dalla sua maggior densità, che è di 2,356.

82. Antracite. L'*antracite* è una varietà naturale di carbonio, che si trova nei terreni di sedimento di antica formazione anteriori al terreno carbonifero. Contiene da 8 a 10 per cento di materie estranee, cioè silice, allumina e ossido di ferro, ed ha una densità di 1,8. Si accende difficilmente, e quando abbia preso fuoco, sviluppa molto calore, e brucia con una fiamma cortissima e senza fumo.

83. Carbone di legna. Il *carbone di legna* si ottiene per mezzo della distillazione del legno in vasi chiusi, ovvero per mezzo della combustione incompleta del medesimo. Per operare la distillazione, s'introducono i pezzi del legno¹ in cilindri di ferro, e chiuse l'apertura si sottopongono all'azione del calore. I prodotti volatili² passano per mezzo di tubi in recipienti immersi nell'acqua chiamati *condensatori*, nei quali alcuni si condensano, riducendosi allo stato liquido. Nei cilindri rimane il solo carbone, che in peso rappresenta circa il 27 per cento del legno adoperato. Il carbone ottenuto con questo metodo è molto più combustibile delle altre specie di car-

¹ Cento parti di legno, seccato all'aria aperta, contengono 38,5 parti di carbonio, 35,5 di acqua combinata, 25 di acqua libera ed 1 di materie minerali fisse, che costituiscono la cenere, quando il legno venga bruciato.

² Questi prodotti volatili sono ossido di carbonio, anidride carbonica, idrogeno, idrogeno carbonato, idrogeno bicarbonato, aceto di legno o acido pirolegnoso, spirito di legno, catrami ecc. I gas combustibili sono condotti nel fuoco sotto i cilindri, ove si accendono, e risparmiano altro combustibile.

49

bone: e quando sia prodotto con legni leggieri, come sarebbe l'ontano, è usato per fabbricare la polvere da cannone.

Ordinariamente il carbone si prepara colla combustione incompleta del legno per mezzo delle così dette *carbonaie*. Si forma un mucchio di tronchi di ramo di un legno duro, qual è il castagno, la quercia, il faggio, situati verticalmente e disposti in giro intorno ad un'apertura centrale, che resta formata da altri bastoni più lunghi ed infitti nel terreno. Sul primo strato se ne pone in simil modo un secondo e poi un terzo, e si cuopre con piote di terra tutta questa catasta, che rassomiglia ad un tronco di cono. In seguito viene accesa col fare abbruciare nel vano centrale una certa quantità di legna minute. Accesa che sia tutta la massa del legno, si chiude con terra l'apertura del centro, la quale faceva l'ufficio di cammino, lasciando però sempre aperti alcuni più piccoli canali, che erano stati già fatti alla base della carbonaia per dar passaggio all'aria esterna dalla circonferenza al centro. La combustione prosegue con lentezza, la massa si deprime, ed un fumo continuo si svolge. E, quando questo fumo diviene quasi trasparente e di un leggiero colore turchino, è segno che l'operazione volge al suo termine. Coperto bene allora il tutto con terra umida, il carbone a poco a poco si spenge, ma non è estratto se non dopo essere stato abbandonato al raffreddamento per 24 ore. Il carbone così ottenuto non è che il 17 o il 18 per cento del legno adoperato.

Il carbone di buona qualità è nero, fragile e sonoro e nella rottura è brillante. Esso è cattivo conduttore del calore e della elettricità, ed è facilmente combustibile: ma qualora sia calcinato ad un'alta temperatura cioè da 1200° a 1500°, diviene buon conduttore, e brucia più difficilmente.

Attesa la sua grande porosità, il carbone si mostra più leggiero dell'acqua, ma ridotto in polvere non gal-



leggia mai su questo liquido, perchè ha una densità quasi doppia di esso.

Il carbone non è mai puro, ma contiene ossigeno e idrogeno, qualche poco di materia organica ed alcuni sali terrosi che ne formano la cenere.

84. Nero di fumo. Il *nero di fumo* è una specie di carbone, che ha l'aspetto di una polvere nera e finissima, e risulta da una combustione incompleta di materie ricche in carbonio, come sono i grassi, gli olii, le resine. il catrame ecc..

Si prepara in grande, facendo bruciare le materie resinose dentro marmitte o caldaie di ferro, e raccogliendone il denso fumo in una camera cilindrica foderata internamente di grossa tela. Un gran cono di lamiera di ferro, tenuto sospeso in alto a guisa di cupola mediante una corda, fa l'ufficio di cammino, e poi serve, quando venga calato, a raschiare e far cadere il nero fumo, che si era depositato sulla tela.

Il nero fumo contiene circa il 20 per cento di materie saline e resinose: e per purificarlo deve essere calcinato, e poi lavato con acido cloridrico diluito e quindi con acqua pura. Si adopera specialmente per fare l'inchiostro da stamperia e l'inchiostro della China.

85. Carbone animale. Il carbone animale, detto anche *nero animale* e *nero di osso*, si ottiene colla calcinazione delle ossa in vasi chiusi. Talora si pongono queste dentro a cilindri di ferro fuso o grandi storte, e sotto vi si applica il fuoco; e talora, con metodo più economico, si pongono entro marmitte pur di ferro, che poi sono collocate in un forno molto alto l'una sull'altra in guisa che la seconda, serva di coperchio alla prima. la terza alla seconda e così fino all'ultima, che si chiude con un coperchio speciale. Acceso il fuoco per un certo tempo intorno alle marmitte più basse, non occorre più altro combustibile, perchè i gas infiammabili, che si

svolgono da ogni vaso, servono a riscaldare i vasi sovrapposti, e a mantenere assai elevata la temperatura del forno.

Il carbone animale preparato specialmente colle ossa non contiene che il *dieci* per cento di materia carbonosa, ed il resto è costituito dai sali calcarei delle ossa medesime, che sono carbonato e fosfato di calce. Questi possono essere eliminati, disciogliendoli coll'acido cloridrico allungato, e poi lavando il residuo con acqua pura. Invece delle ossa si usano talvolta altre materie animali, come il sangue, le carni, le pelli, le corna ecc.

86. Potere assorbente del carbone. Tutti i carboni amorfi sono capaci, in virtù specialmente della loro porosità, di assorbire i gas, i vapori, le materie coloranti ecc. Non tutti i carboni peraltro sono assorbenti in egual modo. Il carbone di legno assorbe bene i gas, e il carbone animale assorbe meglio invece le materie coloranti. Anche la facoltà di assorbire un medesimo gas non è posseduta in egual grado da carboni di qualità differenti: imperciocchè questa è minore nei carboni, che hanno pori troppo grandi o troppo piccoli. Il potere assorbente del carbone di bossolo e del carbone di quercia è molto grande, quello del carbone di abeto ne è circa la metà, e quello del carbone di sughero, come quello della grafite, è quasi che nullo.

Una medesima qualità di carbone non assorbe quantità eguali di differenti gas. Un volume di carbone di bossolo assorbe alla pressione ordinaria dell'atmosfera 90 volumi di gas ammoniac, 65 di acido solforoso, 35 di anidride carbonica, 9,25 di ossigeno, 7,50 di azoto, 1,75 d'idrogeno.

L'assorbimento si dimostra con una esperienza ben semplice. Si accenda un pezzetto di carbone, per essere certi che il calore abbia espulsi i gas che potesse ritenere dentro ai suoi pori, e poi s'immerga in un bagno di

mercurio, ove esso si spenge per mancanza di ossigeno. Quindi, senza estrarlo da questo liquido, s'introduca in una campana di vetro piena di un gas e posta sul medesimo bagno. L'innalzamento del mercurio dentro alla campana mostrerà che il gas è stato dal carbone assorbito in tutto od in parte.

In generale si trova che la quantità di un gas assorbito dal carbone è, come pei gas assorbiti dai liquidi, tanto maggiore, quanto più bassa è la temperatura e più grande la pressione; che nel vuoto i gas assorbiti esalano, e che esalano anche per effetto del calore. Di più si riscontra che dal carbone è tanto meglio assorbito un gas, quanto più questo è solubile nell'acqua.

87. Potere disinfettante e potere decolorante del carbone. Il carbone, in virtù della proprietà che ha di assorbire i gas ed altre sostanze, è usato spesso volte come *disinfettante* e come *decolorante*. Le acque, che esalano un cattivo odore, perchè contengono materie organiche in putrefazione, vengono disinfettate, mescolando con esse una certa quantità di polvere di carbone di legno o di nero animale. È ben noto l'uso del carbone nel fabbricare i filtri per l'acqua. Un pezzo di carne, che abbia subito un principio di putrefazione, perde il cattivo odore, quando sia tenuto involto per qualche tempo nella polvere di carbone.

Il carbone animale è quello che ha il maggior potere decolorante. Il vino rosso, la tintura di laccamuffa e altre materie colorate se si mescolino con carbone animale, e si agitano, perdono il loro colore. Gettando in fatti il miscuglio sopra un filtro, si vede passare un liquido pressochè chiaro come l'acqua. Nelle fabbriche di zucchero si adoperano grandi quantità di nero animale per la decolorazione dei siroppi e il raffinamento dello zucchero.

COMBINAZIONI DEL CARBONIO COLL'OSSIGENO.

88. Le principali combinazioni del carbonio coll'ossigeno sono tre, cioè l'*anidride carbonica* CO^2 , detta comunemente *acido carbonico*, l'*ossido di carbonio* CO e l'*acido ossalico* $C^2H^2O^4$. Quest'ultima combinazione essendo d'ordinario studiata nella chimica organica, ci limiteremo qui a parlare soltanto delle prime due.

89. Anidride carbonica CO^2 . L'anidride carbonica, è stata scoperta nel 1648 dal medico tedesco Van Helmont, che l'ottenne scaldando fortemente la pietra calcarea. La natura però e la composizione di questo gas fu fatta conoscere da Lavoisier.

90. Preparazione. L'anidride carbonica si suol preparare nei laboratori col far reagire dentro una bottiglia (fig. 18^a) l'acido cloridrico sul marmo ridotto in

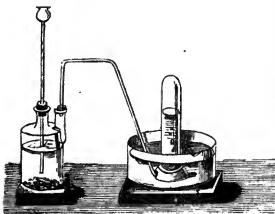


Fig. 18. — Preparazione dell'anidride carbonica.

frammenti. Questo corpo, che è un carbonato di calcio, si decompone. Il calcio si unisce al cloro per formare cloruro di calcio. l'idrogeno con una porzione di ossigeno forma acqua. e il carbonio si combina col resto dell'ossigeno, dando origine all'anidride carbonica, che vien raccolta sul bagno idro-pneumatico. La reazione è la seguente



Nella fabbricazione delle acque gassose si usa la creta e l'acido solforico, e allora la reazione è espressa nel modo seguente



In tal caso è necessario spogliare continuamente i minutissimi pezzetti di creta dall'involuppo insolubile di solfato di calcio che sopra vi si forma, e a tale oggetto si rimuove continuamente la massa per mezzo di un agitatore meccanico.

91. Proprietà fisiche dell'anidride carbonica.

Questo gas è incolore, ed ha un odore leggermente piccante ed un sapore acidetto.

È solubile nell'acqua, la quale ne discioglie un volume eguale al proprio sotto qualunque pressione alla temperatura di 15°.

La sua densità relativa all'aria è 1,5241 (Regnault).

Un litro di questo gas pesa 1^{gr},97.

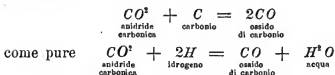
La sua densità relativa all'idrogeno (peso di un volume) è 22.

Il peso della sua molecola CO^2 (peso di due volumi) è 44.

L'anidride carbonica è un gas non permanente, essendo stata liquefatta da Faraday a zero sotto la pressione di 36 atmosfere. È stata anche solidificata. Allo stato liquido è incolore ed ha un coefficiente di dilatazione alquanto maggiore di quello dei gas. Allo stato di neve ha una temperatura di — 80°, mescolata con etere solforico, ha — 90° e nel vuoto ha — 110°.

92 Proprietà chimiche. L'anidride carbonica spenge i corpi in combustione, e non alimenta la respirazione, ma non è deleteria. Una serie di scintille elettriche la decompone in parte in ossido di carbonio e ossigeno. In un tubo di porcellana scaldato ad un'alta

temperatura è decomposta da corpi avidi d'ossigeno, come l'idrogeno e il carbonio: infatti si ha



La soluzione di anidride carbonica meglio dell'acqua pura discioglie il carbonato di calcio, formando il bicarbonato solubile. L'anidride carbonica è più solubile nell'alcool che nell'acqua.

93. Ossido di carbonio CO. Sua preparazione.

Il gas ossido di carbonio o ossido carbonico è stato scoperto da Lassonne e Priestley alla fine del secolo passato: la sua combinazione però e le principali proprietà furono determinate nel 1802 da Cruikshank.

L'ossido di carbonio si produce nelle combustioni incomplete, cioè quando il carbone brucia in una quantità di ossigeno insufficiente, e si ha l'equazione $2C + 2O = 2CO$.

Si può ottenere anche facendo passare una corrente di anidride carbonica in un tubo di porcellana scaldato al calore rosso, e che contenga alcuni pezzetti di carbone, e si ha come abbiamo veduto (91), $CO^2 + C = 2CO$.

Ordinariamente però si prepara scaldando in una storta l'acido ossalico cristallizzato e l'acido solforico. L'acido ossalico è espresso da $C^2H^2O^4 + 2aq$.¹ Esso si scinde in acqua, in anidride carbonica e in ossido di carbonio, come è indicato dalla seguente equazione:

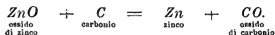


L'acqua $3H^2O$ è assorbita dall'acido solforico, e i due prodotti gassosi passano in un vaso lavatore, che con-

¹ La molecola dell'acqua di cristallizzazione in un composto si suole anche indicare col simbolo *aq*, invece che colla solita formula H^2O .

tiene una soluzione di potassa. Questa ritiene l'anidride carbonica, colla quale si combina formando il carbonato neutro di potassio K^2CO^3 e l'acqua H^2O , mentre l'ossido di carbonio CO viene a raccogliersi in una campana sul bagno idro-pneumatico.

Si ottiene ancora l'ossido di carbonio, calcinando in una storta di grès un miscuglio d'ossido di zinco e di carbone, e si ha



94. Proprietà. L'ossido di carbonio è un gas permanente, incolore, inodoro e neutro ai reattivi colorati. Spenge i corpi in combustione; ed esso brucia nell'aria con una fiamma azzurra, unendosi ad altro ossigeno, per formare anidride carbonica. È sommamente deleterio, e pericolosissimo a respirarsi. La sua azione malefica si esercita specialmente sul sistema nervoso, producendo mali di testa, vertigini, nausea, e poi un malessere generale ed anche la morte.

La sua densità relativa all'aria è 0,967.

La sua densità relativa all'idrogeno (peso d'un volume) è 14.

Il peso della sua molecola CO (peso di due volumi) è 28.

Un litro di questo gas pesa 1^{gr},25.

È pochissimo solubile nell'acqua, poichè questa a 0° non ne discioglie che 0,033 del proprio volume.

L'ossido di carbonio, alla temperatura del calore rosso, ha la proprietà di ridurre gli ossidi di ferro, di rame, di stagno di piombo ec., unendosi all'ossigeno per formare l'anidride carbonica, e rendendo libero il metallo: proprietà molto utilizzata nella metallurgia del ferro.

COMBINAZIONI DELL'AZOTO COLL'OSSIGENO.

85. I composti ossigenati dell'azoto sono cinque.

- 1.° Protossido d'azoto. Az^2O . . . 28 azoto + 16 ossigeno
- 2.° Biossido d'azoto Az^2O^2 o AzO . 28 azoto + 32 ossig.
- 3.° Anidride azotosa o acido
azotoso anidro Az^2O^3 . . . 28 azoto + 48 ossig.
- 4.° Ipoazotide o perossido d'a-
zoto o vapore nitroso. . . Az^2O^4 o AzO^2 . 28 azoto + 64 ossig.
- 5.° Anidride azotica o acido
azotico anidro. Az^2O^5 . . . 28 azoto + 80 ossig.

Di questi cinque composti abbiamo dato anche le formule di struttura a pag. 47.

A contatto dell'acqua, l'anidride azotosa forma l'acido azotoso secondo la equazione



e l'anidride azotica forma l'acido azotico, secondo la equazione



86. Protossido di azoto. Az^2O . Questo gas, che chiamasi anche *ossido azotoso*, è stato scoperto nel 1776 da Priestley, ma la cognizione delle sue proprietà è dovuta a Berthollet e a Davy.

Preparazione. Si prepara ordinariamente il protos-

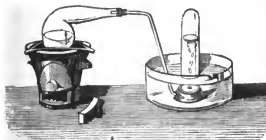
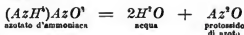


Fig. 19. Preparazione del protossido di azoto.

sido d' azoto, scaldando con moderato calore in una storta di vetro (fig. 19^a) l'azotato di ammoniacca, il quale si decompone, formando acqua e protossido di azoto, secondo la

equazione seguente:



97. Proprietà. Il protossido di azoto è un gas incolore ed inodoro, e di un sapore leggermente zuccherino. Faraday lo ha liquefatto con un forte raffreddamento e una forte pressione. A zero si liquefa sotto la pressione di 30 atmosfere, e a tale oggetto si fa uso dell'apparato di Natterer e Bianchi. Allo stato liquido è incolore, e bolle a 88 gradi sotto lo zero. Nel vuoto sotto la campana della macchina pneumatica evapora rapidamente, ed una porzione di esso si solidifica, avendo una temperatura più bassa che 100° sotto lo zero.

La sua densità relativa all'aria è 1,527.

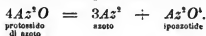
La sua densità relativa all'idrogeno (peso di un volume) è 22.

Il peso della molecola Az^1O (peso di due volumi) è 44.

Un litro di questo gas pesa 1^{gr},975.

A zero l'acqua ne discioglie un poco più del suo volume, e l'alcool quattro volumi eguali al proprio.

Il protossido d'azoto è decomponibile dal calore, che lo converte in azoto e in ipoazotide, e si ha l'eguaglianza



Con un calore più forte si decompone in azoto e ossigeno, e si ha



I corpi combustibili decompongono il protossido di azoto al calore rosso, unendosi al suo ossigeno e mettendo in libertà l'azoto, e vi bruciano quasi come nell'ossigeno.

Nel protossido d'azoto un cerino spento, che presenti nel lucignolo un qualche punto incandescente, si riaccende. Lo zolfo e il fosforo vi bruciano con grande energia.

Il protossido d'azoto può mantenere per poco tempo la respirazione, ma, introdotto che sia nei polmoni, turba e abbatte il sistema nervoso, e produce l'insensibilità come l'etere e il cloroformio: e talora produce uno stato di ebbrezza, per cui fu chiamato dal Davy *gas esilarante*.

Mescolato con un egual volume d'idrogeno, detona per una scintilla elettrica, o per il contatto d'un corpo incandescente, e produce acqua e azoto libero secondo la eguaglianza $Az^2O + H^2 = H^2O + Az^2$.

98. Biossido di azoto. Az^2O^3 ovvero AzO . **Sua preparazione.** Questo gas, scoperto da Hales nel 1772, è stato studiato da Priestley, Davy e Gay-Lussac. Chiamasi anche *ossido azotico*.

Si prepara, facendo reagire a freddo l'acido azotico diluito sul rame metallico dentro una bottiglia munita di un tubo adduttore come quella della fig. 3^a, ed il gas vien raccolto sul bagno idro-pneumatico. L'equazione è



99. Proprietà. Il biossido d'azoto è un gas permanente ed incolore.

La sua densità relativa all'aria è 1, 039.

La sua densità relativa all'idrogeno (peso di un volume) è 15.

Il peso della molecola AzO (peso di due volumi) è 30.

Il peso di un litro di questo gas è 1^{gr.},343.

L'acqua non ne discioglie che 0,05 del proprio volume.

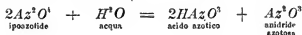
A contatto dell'ossigeno o dell'aria il biossido di azoto si trasforma in vapore nitroso ossia ipoazotide; ed è questa una sua proprietà caratteristica, e si ha l'eguaglianza.



Il biossido di azoto mantiene la combustione del fosforo bene acceso, e del carbone pure bene acceso, ma non quella dello zolfo acceso, il quale vi si spegne. Non riaccende un cerino spento, che presenti ancora qualche punto di ignizione. Sicchè può dirsi che bruciano in questo gas con più vivacità che nell'aria quei combustibili che, accesi che siano, sviluppano tanto calore da poterlo decomporre.

È assorbito da una soluzione di solfato ferroso $FeSO^4$ la quale si colora in bruno intenso. È anche questa una proprietà caratteristica, e dà modo di riconoscerlo, e di separarlo da altri gas, coi quali si trovasse mescolato. Questa soluzione scaldata che sia lascia di nuovo esalare il gas.

100. Anidride azotosa o acido azotoso anidro. Az^2O^2 . L'anidride azotosa si produce col far passare un miscuglio di 4 volumi di biossido di azoto ed un volume di ossigeno dentro ad un vaso fortemente raffreddato. Quivi si condensa in un liquido, che a 20 gradi sotto lo zero è senza colore. Alla temperatura ordinaria forma un gas giallo, che diviene rutilante a contatto dell'aria. Si ottiene anche anidride azotosa e acido azotico, trattando l'iponozotide con una piccola quantità di acqua fredda, e si ha l'eguaglianza.



L'anidride azotosa è talmente instabile, che non si è potuta ottenere allo stato di purezza. Si presenta ordinariamente come un liquido di colore d'indaco scuro, che per un debole innalzamento di temperatura si decompone in biossido d'azoto e in ipoazotide.



101. Ipoazotide. AzO^3 o Az^2O^4 . L'ipoazotide chiamasi anche *anidride ipoazotica*, *perossido di azoto* e *vapore nitroso*, e un tempo era appellata *acido ipoazotico*. Decomponendo al calore rosso in una storta di grès l'azotato di piombo, si ottiene ossido di piombo, ossigeno e vapori rossi d'ipoazotide, che si fanno condensare in un recipiente ben freddo. L'eguaglianza seguente esprime il risultamento di questa decomposizione.



Le prime porzioni di perossido di azoto che si ottengono sono ordinariamente colorate in verde, e contengono qualche traccia di umidità. Cambiando verso la metà dell'operazione il recipiente dove si raccoglie, si ottiene l'ipoazotide allo stato liquido.

102. Proprietà. L'ipoazotide, che nell'atto della sua preparazione vien raccolta dentro ad un tubo ad U immerso in un miscuglio frigorifico, può essere ottenuta allo stato solido sotto forma di cristalli prismatici incolori, trasparenti e fusibili a -9° . Una volta però che questo corpo siasi fuso, non torna a solidificarsi che a -23° od anche a -30° a causa del fenomeno così detto di sopra fusione. Questo liquido quando si trova al di sotto di -9° è affatto incolore, ed ha la densità di 1,451; a -9° comincia a prendere un leggiero colore giallo verdastro; a zero il colore è più intenso; a $+10^\circ$ è giallo. a $+15^\circ$ è aranciato, e poscia si colora in rosso bruno

sempre più fino a 22°, che è la temperatura della sua ebollizione.

La densità del suo vapore relativa all'aria è 1,59, valore costante, che non prende se non al di sopra della temperatura di 135°.

La densità di questo vapore relativa all'idrogeno (peso di un volume) è 24,85, ma la densità teorica sarebbe 23.

Il peso della sua molecola AzO^2 (peso di due volumi) è 46.

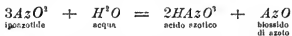
Il colore rosso bruno del vapore d'ipoazotide diviene sempre più fosco a misura che questo viene riscaldato, e a 40° è quasi opaco.

Questo vapore si dissocia alla temperatura di 70 gradi, cioè si decompone in modo da occupare un volume doppio di quello che occupava prima. I due atomi di azoto e i quattro di ossigeno occupano a questa temperatura 4 volumi, mentre ad una temperatura più bassa ne occupavano solamente 2.

I vapori rossi di perossido di azoto o ipoazotide sono molto corrosivi e pericolosissimi a respirarsi, e tingono in giallo la pelle e i tessuti animali.

L'ipoazotide non è decomposta dal calore rosso scuro e resiste all'azione del calore più di tutti i composti ossigenati dell'azoto.

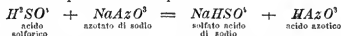
Una piccola quantità di acqua molto fredda decompone il perossido di azoto in acido azotico e in anidride azotosa, come abbiamo già veduto (100), parlando di quest'ultima. Alla temperatura ordinaria una maggior quantità di acqua lo decompone in acido azotico e in biossido di azoto.



A contatto degli alcali l'ipoazotide si decompone, producendo degli azotati e degli azotiti.

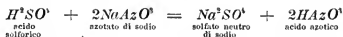
103 Acido azotico. $HAzO^3$. La scoperta dell'acido azotico viene attribuita al filosofo ed alchimista dell'isola di Maiorca Raimondo Lullo, che lo chiamò *acqua forte*, nel 13^{mo} secolo. Prima di lui però era conosciuto a principio del secolo stesso da Alberto il grande, filosofo e teologo dell'Ordine dei Predicatori e Vescovo, che descrisse un modo di preparazione di quest'acido ed alcune sue proprietà, e lo chiamò *acqua prima* o *acqua filosofale perfetta*. Anzi il primo che abbia fatto menzione di questo composto sotto il nome di *acqua dissolvente*, fu il filosofo arabo Geber. Tutti costoro peraltro non ne conoscevano la composizione, la quale fu determinata da Cavendish nel 1784, e meglio poi da Gay-Lussac nel 1816. Nel commercio è conosciuto sotto il nome di *acqua forte* o *spirito di nitro*, o *acido nitrico*. Quest'ultimo nome lo ebbe da Lavoisier.

104. Preparazione. Nei laboratorii si prepara scaldando parti eguali di acido solforico concentrato (a 66° Beaumé) e di azotato di sodio in una storta di vetro, di cui il collo s'introduce in un pallone pure di vetro, che si raffredda esternamente con acqua fresca. Per una doppia decomposizione si forma azotato acido di sodio che rimane nella storta, e acido azotico gassoso, il quale passa nel pallone freddo ove si condensa in liquido. La reazione è espressa dalla equazione



Nelle arti si fa uso di un acido solforico meno concentrato (a 62° Beaumé) e di una caldaia di ferro fuso, di cui una tubulatura laterale munita di tubo di grès è posta in comunicazione con una serie di bottiglie o bombole pure di grès. I prodotti della distillazione si condensano in tutte queste bombole, che contengono* un poco di acqua per meglio assorbire i vapori, e per impedire la decomposizione parziale dell'acido azotico e la produ-

zione di vapore nitroso. Presso il termine dell'operazione la temperatura s'inalza di più, e la reazione è indicata dalla equazione

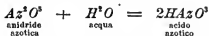


L'acido del commercio non è mai puro, perchè contiene acqua, vapori nitrosi, un poco di acido cloridrico, derivante da cloruri che esistevano nell'azotato di sodio, e un poco di acido solforico trascinato via meccanicamente dai vapori dell'acido azotico. Si può purificare questo acido per mezzo della distillazione, avendo cura di mescolarvi prima una piccola quantità di azotato di piombo. Quest'ultimo corpo si decompone in presenza degli acidi cloridrico e solforico, e dà luogo alla formazione di cloruro di piombo e di solfato di piombo, che sono materie insolubili. Una corrente di anidride carbonica asciutta fatta passare per il liquido, può servire a portar via dal medesimo i vapori nitrosi.

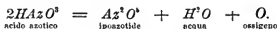
105. Proprietà dell'acido azotico. L'acido azotico $HAzO^3$, quando è puro, è un liquido incolore e trasparente. L'acido ordinario però è colorato in giallo per via dell'ipoazotide che contiene. Spande nell'aria dei fumi bianchi, perchè emette vapori, che si combinano al vapore acqueo che è nell'aria, e forma un idrato, che si condensa a guisa di nebbia. Alla temperatura di 49 gradi sotto lo zero si rappiglia in una massa simile al butirro. e alla temperatura di 86° entra in ebollizione. Una piccola parte però allora si decompone, sviluppando dell'ipoazotide. Ha la densità di 1,52, e contiene il 14 per cento di acqua.

Questo acido dicesi *acido azotico monoidrato*. Abbiamo veduto infatti (95) che dall'unione di una molecola di anidride azotica con una di acqua si formano

due molecole di questo stesso acido secondo l'equazione

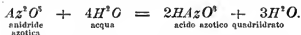


Il vapore di acido azotico, fatto passare per un tubo di porcellana scaldato al calore rosso, si decompone in ipoazotide, acqua e ossigeno, come apparisce dalla formula



L'acido azotico concentrato si decompone nello stesso modo quando sia esposto alla luce, e rimane colorato in giallo dal vapore nitroso.

Mescolando con acqua l'acido azotico monoidrato, avviene un innalzamento di temperatura, e si forma un altro acido idrato, che ha per formula $2HAzO^3 + 3H^2O$, e dicesi *acido azotico quadriidrato*. Infatti corrisponde alla formula $Az^2O^3 + 4H^2O$, poichè si ha l'equazione

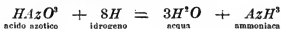


L'acido quadriidrato bolle a 123°, ha la densità di 1,42, e contiene il 40 per 100 di acqua. Distillando un acido azotico molto diluito con acqua, la temperatura ne aumenta durante l'ebollizione, ma poi rimane stazionaria a 123°, e allora distilla il solo acido quadriidrato.

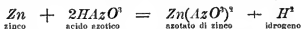
L'acido azotico è uno degli acidi più energici. Tinge in giallo la pelle, la lana, la seta ed altre materie animali, e, quando la sua azione sia prolungata, le disorganizza affatto. Pochi corpi semplici resistono alla sua azione ossidante. Lo zolfo, il fosforo, l'arsenico, l'iodio, il silicio, posti a contatto dell'acido azotico, si uniscono ad una parte del suo ossigeno, formando gli acidi solforico, fosforico, arsenico, iodico, silicico. Il carbone di legno in polvere o il nero fumo, quando sia bagnato con acido azotico concentrato, diviene incandescente, ed havvi

sviluppo di anidride carbonica e di vapore nitroso. Si attiva molto la combustione di un carbone acceso toccando con questo la superficie dell'acido azotico.

Alla temperatura ordinaria l'idrogeno allo stato nascente decompone l'acido azotico, e produce acqua e ammoniaca, come si vede dalla formula



Se, per esempio, alcuni pezzetti di zinco siano introdotti nell'acido azotico allungato con acqua, si produrrà azotato di zinco e idrogeno secondo la formula



E l'idrogeno allo stato nascente formerà con un'altra porzione di acido l'acqua e l'ammoniaca, come già si è veduto.

L'ammoniaca poi, unendosi ad altro acido, determinerà la formazione di azotato d'ammonio, come risulta dalla formula



Quasi tutti i metalli, rame, mercurio, piombo, argento ecc. sono attaccati dall'acido azotico del commercio, che li converte nei rispettivi azotati, mentre sviluppa biossido di azoto. Lo stagno però, l'antimonio, il tungsteno coll'acido azotico mezzanamente concentrato e riscaldato non formano azotati, ma formano le anidridi rispettive insolubili. In generale la proprietà ossidante dell'acido azotico è maggiore quando esso contiene perossido di azoto ovvero acido azotoso. Sui metalli platino, oro, tantalio, rodio ed alcuni altri difficilmente ossidabili questo acido non ha azione.

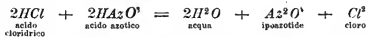
L'acido azotico, mentre attacca i metalloidi con tanto maggiore energia quanto più è concentrato, opera al contrario coi metalli. Se esso infatti è concentrato non

attacca che i metalli molto ossidabili come il potassio, il sodio, lo zinco. Se poi è allungato con una certa quantità di acqua, non però eccessiva, allora attacca energicamente la maggior parte di essi.

È singolare il modo con cui si comporta col ferro. L'acido quadriidrato esercita un'azione potentissima su questo metallo, mentre l'acido concentrato non vi esercita alcuna azione. Di più si osserva che il ferro, che è stato immerso in quest'ultimo acido, non è più attaccato neppure dal primo, quando in questo venga immerso. Il metallo allora dicesi *ferro passivo*. Se poi col ferro in tale stato sia posto semplicemente a contatto un filo di un metallo più elettro-negativo, come il rame, l'argento, il platino, esso perde questa proprietà, e torna subito ad essere attaccato come prima.

L'acido azotico è adoperato nell'industria per la preparazione dell'acido solforico e dell'acido ossalico, per l'incisione sul rame, per la fabbricazione del cotone fulminante, per la tintura in giallo della seta e della lana e per altri usi.

106. Acqua regia. Questo liquido è così chiamato, perchè discioglie l'oro, che una volta era detto il re dei metalli. È un miscuglio di una parte di acido azotico e di tre o quattro parti di acido cloridrico. È un liquido fumante, giallo rossastro, causticissimo e dotato di proprietà particolari, di cui la più rimarchevole è quella di attaccare e disciogliere i metalli, che resistono agli acidi semplici, e specialmente l'oro e il platino. Questa proprietà dissolvente la deve sopra tutto al cloro, che viene messo in libertà dall'azione reciproca dei due acidi. Si ha infatti l'equazione



L'oro disciogliendosi in questo liquido forma il per-

cloruro di oro $AuCl_3$ e il platino vi forma il tetracloruro di platino $PlCl_4$.

107. Anidride azotica. Az^3O^5 . L'anidride azotica è stata ottenuta da Sainte-Claire Deville nel 1848 per mezzo di una corrente lentissima di cloro asciutto, fatta passare sull'azotato di argento scaldato fino a 60 gradi circa in un tubo ad U, e si è prodotto cloruro d'argento, ossigeno e anidride azotica secondo l'eguaglianza



L'anidride azotica è solida, e cristallizzata in prismi retti a base di rombo ed incolori. Si fonde a 29 gradi e mezzo, e bolle fra i 48° e 50°. È un corpo instabilissimo, e si decompone spontaneamente anche ad una bassa temperatura, convertendosi in ipoazotide e in ossigeno.

ZOLFO. S.

108. Lo zolfo, metalloide ben noto, si trova sparso nella natura in grande abbondanza, ed è conosciuto fin dalla più remota antichità. Una volta era creduto un corpo composto, ed è stato riconosciuto come corpo semplice alla fine del secolo passato.

Esiste lo zolfo allo stato nativo nelle vicinanze dei vulcani in attività, nei terreni vulcanici o in quei depositi solfurei naturali, che chiamansi *solfatare*. Ricche di questo metalloide sono le solfatare di Sicilia, di Napoli e di Romagna.

Allo stato di combinazione lo zolfo esiste in molti minerali appellati solfuri, quali sono i solfuri di piombo, di zinco, di rame, di argento, di mercurio ec., dai quali

vengono estratti questi metalli. Il solfuro di ferro detto *pirite marziale*, contiene la metà del suo peso di zolfo. Esistono anche grandi banchi di solfati e specialmente di solfato di calce.

Lo zolfo esiste anche in molte sostanze vegetali, come il crescione, la coclearia, il cavolo, i semi di canapa, e in molte sostanze animali, come le uova, la lana, i capelli, i peli, la materia celebrale ec. Anche molte acque minerali contengono zolfo.

109. Estrazione dello zolfo dalle sue miniere.

L'estrazione dello zolfo nativo, ossia la separazione di esso dalle materie terrose con cui è mescolato, si fa specialmente colla distillazione. Dentro ad un lungo forno costruito con mattoni, e detto *forno a galera* (fig. 20^a), sono disposte in due file alcune grandi anfore



Fig. 20. Forno a galera.

di terra cotta, le quali per mezzo di tubulature, che esse hanno alla parte superiore, comunicano con altre anfore simili situate fuori del forno. Lo zolfo posto nelle prime si fonde per effetto del calore e si vaporizza, e il suo vapore passa nei vasi esteriori, ove si ricondensa allo stato liquido. Da questi ultimi poi è versato in vasi di legno contenenti acqua fresca, nei quali si solidifica.

Quando l'operazione indicata sia ben condotta, lo zolfo così ottenuto, e che è detto *zolfo greggio*, contiene sempre da 3 a 10 per 100 di materie terrose.

Per purificarlo si procede al raffinamento dello zolfo, cioè ad una nuova distillazione entro cilindri di ferro. Lo zolfo greggio è posto in una caldaia *C* (fig. 21^a), dove

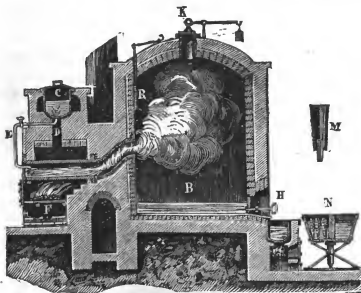


Fig. 21. Raffinamento dello zolfo.

si fonde pel calore del fumo del fornello sottoposto. In questo fornello si trova il cilindro orizzontale, in cui cola per il tubo *E* lo zolfo fuso, e vi si riduce in vapore. Questo poi passa in una gran camera di materiale *B*, ove si condensa in una polvere gialla, che costituisce i *flori di zolfo*. Continuando l'operazione per un certo tempo, finchè il calore ceduto dallo zolfo abbia riscaldato le pareti della camera a 111° , che è la temperatura della fusione di esso; allora questo corpo si deposita allo stato liquido sul pavimento inclinato dalla camera medesima. Il liquido viene poscia attinto da un oppor-

tuno orifizio *H*, e ricevuto dentro a forme di legno leggermente coniche *M, N* e bagnate con acqua, ove si solidifica, e forma il così detto *zolfo in cannelli*.

La distillazione delle piriti è un altro mezzo col quale si ottiene lo zolfo nei paesi lontani dalle miniere di zolfo nativo.

110. Proprietà fisiche. Lo zolfo alla temperatura ordinaria è un corpo solido, di un colore giallo chiaro, senza sapore e senza odore. Per la confricazione per altro acquista un certo odore particolare e si elettrizza. È un corpo molto fragile, ed è cattivo conduttore del calore e della elettricità. Un cannello di zolfo, scaldato anche col semplice calore della mano, produce alcuni deboli scoppietti, dovuti alla sua cattiva conducibilità pel calore e alla sua fragilità. Infatti il solo strato superficiale si dilata, mentre il calore non ha ancora penetrato nelle parti interne, e si rompe in parecchi punti. Il fenomeno è molto più distinto quando il cannello di zolfo venga immerso nell'acqua calda.

Lo zolfo è affatto insolubile nell'acqua, poco solubile nell'alcool e un poco più nell'etere. La benzina e gli olii essenziali lo sciolgono con facilità, ed il solfuro di carbonio lo scioglie meglio di ogni altro liquido.

Lo zolfo presenta diversi stati allotropici, o stati diversi di aggruppamento molecolare, e talvolta poi è *cristallizzato* e talvolta è *amorfo*.

111. Zolfo cristallizzato. Lo zolfo si presenta sotto due forme cristalline differenti ed incompatibili, quali sono il prisma obliquo a base di rombo, e l'ottaedro a base romboidale.

Si ottiene cristallizzato nella prima maniera, facendolo prima fondere in un crogiuolo, e poi lentamente raffreddare. Formata che sia la crosta, si fa in essa uno o più fori, e si decanta il liquido. Tolta poi affatto quella crosta, si trovano le pareti del crogiuolo rico-

perle internamente di tanti aghi *prismatici* di zolfo, gialli trasparenti e flessibili.

Lo zolfo cristallizza invece in ottaedri, quando si faccia una soluzione di esso nel solfuro di carbonio, e poi si abbandoni alla evaporazione spontanea.

Lo zolfo *prismatico* ha la densità di 1,97 e si fonde alla temperatura di 120°, e lo zolfo *ottaedrico* ha la densità di 2,03 e si fonde a 114°. Il primo bruciando sviluppa 2300 calorie e il secondo ne sviluppa 2260.

Gli aghi *prismatici* di zolfo ottenuti nel primo modo non si conservano alla temperatura ordinaria, ma a poco a poco cessano di essere trasparenti, divengono fragili, e cambiano la loro struttura molecolare: imperocchè in tal caso li troviamo formati di un gran numero di piccolissimi cristalli ottaedrici.

Gli ottaedri poi dello zolfo ottenuti nel secondo modo non si conservano, qualora vengano scaldati ad un grado di calore vicino a quello della loro fusione. Essi allora perdono la loro trasparenza, e si trasformano in un ammasso di piccolissimi cristalli *prismatici*.

112. Zolfo amorfo. Lo zolfo, che è stato sottoposto all'azione del calore, cioè lo zolfo *prismatico*, lo zolfo in cannelli, i fiori di zolfo e lo zolfo molle, non si scioglie interamente nel solfuro di carbonio, ma lascia un residuo insolubile di un color giallo più o meno scuro. Questo residuo è *zolfo amorfo*: il quale, se venga riscaldato fino alla temperatura di 100°, sviluppa una quantità di calore, che è capace di portarlo al punto della sua fusione, e produce pel raffreddamento cristalli *prismatici*, i quali sono solubili nel liquido sopra nominato.

Scaldando lo zolfo fino alla temperatura di circa 250°, si trova che si è fatto viscoso e di un color bruno. Gettato allora nell'acqua fresca, diviene ad un tratto molle ed elastico e capace di essere tirato in fili. Non è più un corpo cristallino, e non ha i caratteri fisici

dello zolfo ordinario; tantochè a prima vista si crederebbe una sostanza diversa. Anch'esso è zolfo amorfo, e vien denominato *zolfo molle*. Questo suo stato allotropico non è permanente, perchè dopo qualche tempo lo zolfo molle indurisce da per sè, e perde il color bruno che aveva, riprendendo il color giallo e lo stato ordinario dello zolfo comune. Possiamo anche fargli riprendere subito questo stato, se si riscaldi fino a 100° circa: ed allora esso sviluppa una quantità di calore che teneva latente, e la sua temperatura s'inalza di un'altra diecina di gradi.

Se più volte di seguito si fonda lo zolfo e bruscamente si raffreddi, si possono ottenere più varietà di zolfo amorfo, cioè una rossa, un'altra bruna ed un'altra nera.

113. Proprietà dello zolfo fuso. Anche lo zolfo liquido manifesta diverse proprietà, che rivelano in esso altrettante modificazioni allotropiche.

Lo zolfo si fonde alla temperatura di 111°, cangiandosi in un liquido trasparente, che ha l'aspetto di un olio. Se venga riscaldato di più, prende a poco a poco un colore aranciato e poi rosso bruno, e nel tempo stesso diviene viscoso. Dai 200° fino ai 240° circa la sua viscosità cresce, e diviene così grande, che esso non si versa se si rovesci il vaso che lo contiene. Aumentando ancora di più la sua temperatura, esso ritorna un poco fluido, e il colore bruno diviene alquanto più intenso; e finalmente a 440° entra in ebollizione e si converte in vapore.

Se lo zolfo così fuso e riscaldato si lasci lentamente raffreddare, mostra di nuovo ed in senso inverso le medesime fasi di viscosità e di colorazione, e poi si solidifica alla temperatura di 111°, presentando l'aspetto dello zolfo ordinario.

Se sia gettato nell'acqua fredda lo zolfo quando è liquido e trasparente, cioè appena che si è fuso alla tem-

peratura di 111° o scaldato poco più, allora si solidifica, divenendo giallo, duro e fragile. Diviene invece molle ed elastico, se nell'acqua sia immerso quando si trova viscoso e bruno alla temperatura di 240° e al di là, come sopra abbiamo veduto.

114. Vapore di zolfo. Anche allo stato di vapore lo zolfo mostra delle proprietà singolari. Se questo vapore venga fatto condensare sopra un corpo freddo, forma una moltitudine di piccoli globuli od *oltricoli*, che hanno una pellicola molle, e che sono pieni di zolfo ancor liquido.

La densità del vapore di zolfo (relativa all'aria) è 6,654, quando questa è presa a 500° , vale a dire, ad una temperatura non molto superiore a quella della ebollizione dello zolfo, che è 440° . Determinando questa densità a temperature più elevate, essa diviene sempre minore fino a 860° . A questo punto la densità è 2,22, che poi rimane costante. Ed è questo il numero, che è stato preso come la vera densità del vapore di zolfo, e dal quale è stato dedotto il peso atomico 32 di questo corpo. Ben s'intende che le densità sono sempre ridotte a 0° col calcolo.

115. Proprietà chimiche. Lo zolfo si combina direttamente colla maggior parte dei corpi semplici, e si diporta come corpo combustibile rispetto all'ossigeno, al cloro, al bromo, all'iodio, mentre fa l'ufficio di corpo comburente verso altri metalloidi, il fosforo, il carbonio, l'idrogeno, e specialmente poi verso i metalli.

Scaldato all'aria libera, prende fuoco a 250° , e brucia con fiamma di luce pallida e cerulea, e il prodotto della sua combustione è l'anidride solfurosa SO^2 .

Lo zolfo in vapore si combina col carbone scaldato al calore rosso dentro un tubo di porcellana, e produce il solfuro di carbonio o acido solfocarbonico CS^2 . In tal caso lo zolfo è un corpo comburente, come lo è l'ossigeno di fronte al carbone medesimo nell'anidride carbo-

nica CO^2 . L'analogia di queste formule è evidente. Anzi si trova che molte sono le analogie esistenti tra lo zolfo e l'ossigeno. Il rame ed il ferro per esempio, bruciano nel vapore di zolfo, formando i solfuri, che sono rappresentati da formule analoghe a quelle dei rispettivi ossidi.

COMBINAZIONI DELLO ZOLFO COLL' OSSIGENO.

116. I principali composti ossigenati dello zolfo sono i seguenti:

1° L'anidride solforosa o acido solforoso anidro SO^2 .

2° L'anidride solforica o acido solforico anidro SO^3 .

3° L'acido solforico idrato H^2SO^4 .

4° L'acido solforico fumante $H^2S^2O^7$.

117. Anidride solforosa. Questo è il gas, che si forma tutte le volte che si fa bruciare lo zolfo nell'aria o nell'ossigeno. Stahl è il primo che abbia indicato le proprietà caratteristiche di questo gas verso il 1700, ma la sua composizione fu determinata da Priestley, da Lavoisier, da Gay-Lussac e da Berzelius.

118. Preparazione. Si prepara nei laboratori il gas solforoso, scaldando in un pallone di vetro l'acido solforico concentrato e il mercurio o il rame, e raccogliendo il gas medesimo su di un bagno a mercurio. In questa reazione si produce solfato di mercurio o di rame, acqua e anidride solforosa. Pel mercurio si ha l'eguaglianza



Nell'industria si prepara in generale l'anidride solforosa colla combustione dello zolfo a contatto dell'aria.

e allora si ottiene mescolata con azoto e con un eccesso di aria.

In alcune officine si ottiene ancora più economicamente coll' arrostitura delle piriti.

119. Proprietà fisiche. L'anidride solforosa è un gas incolore, ed ha un odore piccante e che provoca la tosse. Si riduce facilmente allo stato liquido, quando sia fatta passare in un recipiente immerso in un miscuglio frigorifico formato con ghiaccio e sale. Però sotto la pressione di due atmosfere si liquefa anche alla temperatura ordinaria.

È un liquido incolore, ha la densità di 1,45, si solidifica a -75° , bolle a -10° , e vaporizzandosi produce gran freddo. Quando ne sia attivata l'evaporazione per mezzo di una corrente di aria, che si fa gorgogliare nel liquido, il freddo è tale da solidificare il mercurio.

La sua densità allo stato gassoso relativa all'aria è 2,234.

Un litro di questo gas pesa 2^{gr.}, 889.

La sua densità relativa all'idrogeno (peso di un volume) è 32.

Il peso molecolare SO^2 (peso di due volumi) è 64.

È solubilissima nell'acqua, poichè un volume di questa a 0° ne discioglie 80 volumi, e a 15° ne discioglie 50 volumi.

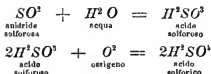
120. Proprietà chimiche. L'anidride solforosa è indecomponibile dal calore, non brucia, e spegne i corpi in combustione. Ha molta affinità per l'ossigeno umido, ma non ha azione ad alcuna temperatura nelle condizioni ordinarie sull'ossigeno asciutto.

Peraltro un volume di ossigeno asciutto e due volumi di anidride solforosa si combinano, producendo anidride solforica, quando siano fatti passare per un tubo di vetro contenente della spugna di platino e leggermente

scaldato. Questa combinazione è espressa dalla eguaglianza



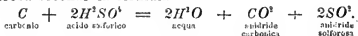
L'anidride solforosa sciolta nell'acqua si combina con questa e coll'ossigeno dell'aria che pure vi è disciolta, e forma acido solforico. In quella soluzione si è prima prodotto il vero acido solforoso idrato H^2SO^3 (che Doeping ottenne cristallizzato a 0°), ed è appunto questo acido quello che si unisce all'ossigeno dell'aria disciolta nell'acqua. Perciò la reazione può esprimersi colle due equazioni seguenti:



Per poter dunque conservare la soluzione di anidride solforosa, deve esser fatta adoperando acqua privata di aria per mezzo dell'ebollizione, e deve essere poi mantenuta in bottiglie che ne siano piene e siano ben chiuse.

La grande affinità che l'anidride solforosa ha per l'ossigeno in presenza dell'acqua costituisce la sua proprietà chimica più importante, perchè su questa sono fondate le sue principali applicazioni. Per esempio, in virtù della sua azione disossidante sull'acido azotico, l'anidride solforosa è applicata alla fabbricazione in grande dell'acido solforico come vedremo (123).

Essendo l'anidride solforosa molto solubile nell'acqua, si suole preparare economicamente la sua soluzione scaldando in un pallone di vetro il carbone e l'acido solforico, e si ottiene acqua, anidride carbonica e anidride solforosa secondo la formula



I due gas passano prima dentro ad un vaso lavatore contenente acqua, la quale arresta quell'acido solforico che può venir via insieme coi detti gas, e poi attraversano diversi vasi di Woulf. Il gas carbonico essendo meno solubile, resta in ben piccola quantità nel liquido, e d'altra parte non nuoce alle reazioni dell'anidride solforosa.

Un'altra bella proprietà di questo gas solforoso è la sua *proprietà decolorante* per la maggior parte dei colori vegetali. Le viole mammoie introdotte in una bottiglia piena di questo gas, non tardano a divenire interamente bianche, e lo stesso fa la tintura di laccamuffa. La canapa, la lana, la seta, le penne, le spugne, la paglia s'imbiancano a contatto dell'anidride solforosa. Con questa si tolgono anche le macchie di frutta dai vestiti.

Sembra che queste materie coloranti formino delle combinazioni coll'anidride solforosa o coll'acido solforoso. Infatti l'acido solforico allungato coll'acqua restituisce il colore alle rose imbiancate dall'anidride solforosa, e le viole mammoie parimente imbiancate dalla detta anidride diventano verdi per l'azione degli alcali e rosse per l'azione degli acidi come se prima non fossero state scolorate.

Si utilizzano in medicina le fumigazioni di gas solforoso per distruggere l'insetto (acarus) della rogna.

Bruciando nelle botti vuote alcuni zolfanelli, s'impedisce poi la fermentazione del vino.

121. Anidride solforica. SO^3 . Il gas solforoso e l'ossigeno asciutti si combinano in presenza della spugna di platino contenuta in un tubo di vetro riscaldato come abbiám veduto (120), e formano l'anidride solforica, avendosi $SO^2 + O = SO^3$: ma questo metodo è poco sollecito, e perciò la preparazione di questo corpo si fa piuttosto col riscaldare dolcemente in una storta l'*acido solforico fumante* detto di Nordhausen $H^2S^2O^7$. Questo, scaldato che sia

verso i 40°, si scinde in acido solforico ed in anidride solforica, come indica l'equazione



I vapori che si sviluppano dalla storta si raccolgono in un pallone di vetro bene asciutto e circondato da un miscuglio frigorifico, ove si condensano in una massa bianca e fibrosa simile all'amianto.

Questa anidride si fonde a 18°, bolle a 35° circa, ed ha una densità di 1,97. La densità del suo vapore relativa all'idrogeno è 40, e il peso della sua molecola SO^2 è 80, cioè 32+48.

L'anidride solforica è avidissima di acqua, e i vapori bianchi che sponde nell'aria son dovuti alla combinazione del suo vapore col vapore acqueo esistente nell'aria stessa.

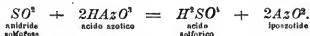
Gettata nell'acqua, vi si combina, formando acido solforico secondo la equazione $SO^2 + H^2O = H^2SO^4$. E questa combinazione si fa con tale energia, che una porzione di acqua vien tosto vaporizzata, e si ode un sibilo simile a quello di un ferro rovente che s'immerga nell'acqua.

122. Acido solforico. H^2SO^4 . L'acido solforico pare che sia stato conosciuto fino dal 13° secolo. Alberto il grande lo designa col nome di *zolfo dei filosofi* e di *spirito di vetriolo romano*, e nel secolo 15° Basilio Valentino descrisse la maniera di prepararlo: ma la composizione esatta di questo acido non si è conosciuta che per opera di Lavoisier. Fu chiamato anche *olio di vetriolo* ed *acido vetriolico*, perchè in principio si ottenne colla distillazione del vetriolo verde o solfato di ferro.

123. Preparazione. La preparazione industriale dell'acido solforico, si fa in una maniera economica dentro a grandi camere rivestite internamente di piombo, nelle

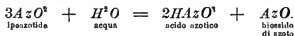
quali si ottiene la combinazione dell'anidride solforosa coll'ossigeno, impiegando come intermediarii i composti ossigenati dell'azoto in presenza dell'aria e del vapore acqueo.

L'anidride solforosa sviluppata per la combustione dello zolfo in un fornello ¹ trascina seco una grande quantità di aria, e va ad incontrare in una prima camera un largo e sottil nappo di acido azotico, che vi cade da un vaso superiore. Quest'acido è decomposto con produzione di acido solforico e ipoazotide secondo l'eguaglianza seguente:



I vapori dell'ipoazotide mescolati con altra anidride solforosa e coll'eccesso di aria passano in un'altra camera molto grande, nella quale affluiscono più getti di vapore acqueo, provenienti da una caldaia, che è scaldata dalla stessa combustione dello zolfo nel fornello sopra nominato. In questa seconda camera hanno maggiormente luogo le reazioni chimiche fra quei corpi gassosi, e quivi si forma la maggior quantità di acido solforico.

L'ipoazotide è decomposta dal vapore acqueo, formando nuovo acido azotico e insieme biossido di azoto, come indica l'equazione



Il biossido di azoto si combina quindi coll'ossigeno

¹ Per ottenere l'anidride solforosa ad un prezzo minore, in molte fabbriche invece della combustione dello zolfo si usa la calcinazione della pirite di ferro in un forno in presenza di una corrente molto attiva di aria. Ma siccome talvolta le piriti contengono anche dell'arsenico, si sviluppa allora un poco di acido arsenioso, che a contatto dell'acido azotico si trasforma in acido arsenico.

dell' aria, per ricostituire l' ipoazotide secondo l'equazione



E questa ipoazotide riprodotta che sia, dà luogo nuovamente alla formazione dell' acido azotico e del biossido di azoto. Intanto l'anidride solforosa, che arriva continuamente nelle camere, vi trova sempre l'acido azotico rigenerato, che la converte in acido solforico; e si ha così una serie di reazioni, che continuamente si riproducono per un tempo lunghissimo. In un' ultima camera poi, che ha per oggetto principale di condensare l'acido che si è formato, si terminano le reazioni: ma la condensazione si completa dentro ad un refrigerante circondato da acqua fresca, nel quale passano per mezzo di un largo tubo i prodotti gassosi. L'azoto dell'aria ed alcuni vapori nitrosi sfuggiti alla condensazione sono in appresso costretti a passare dal basso all'alto dentro un gran cilindro di piombo pieno di pezzi di coke continuamente umettati da acido solforico. Da questo i prodotti nitrosi si trovano arrestati, e solamente una piccola parte di essi passa insieme coll'azoto nell'atmosfera per mezzo di un camino molto elevato.

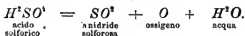
L'acido solforico che si ottiene con questo apparato, del quale non abbiám dato che una descrizione affatto sommaria, senza occuparci delle disposizioni speciali adottate nelle fabbriche, non segna che 50° all'areometro di Beaumé. Quindi si procede alla concentrazione riscaldandolo entro larghi bacini di piombo finchè segni 60° allo stesso areometro. E siccome in tal caso incomincerebbe ad attaccare il piombo, viene allora introdotto in grandi lambicchi di platino, ove per distillazione, gli è tolta l'acqua che ancora contiene in eccesso, restandovi l'acido solforico monoidrato, detto anche *acido solforico normale*, che segna all'areometro 66°.

L'acido solforico del commercio contiene ordinariamente il due o tre per 100 in peso di diverse sostanze estranee, cioè un poco di solfato di piombo, alcuni prodotti nitrosi, e talora acido arsenico, quando per ottenere l'anidride solforosa siano state adoperate delle piriti contenenti anche arsenico. Per purificarlo, si allunga l'acido con un eguale peso di acqua e si fa attraversare da una corrente di acido solfidrico H^2S . Così si formano i solfuri di piombo e di arsenico, che poi sono lasciati depositare in fondo al vaso per lo spazio di 24 ore. Dopo aver decantato il liquido si procede alla distillazione entro una storta di vetro comunicante con un pallone pure di vetro, che si tiene raffreddato. Con una graticola anulare ed alcuni fili di platino dentro alla storta si evitano nella ebollizione i soprassalti del liquido, che potrebbero romperla. Le prime porzioni ottenute per distillazione sono rigettate come quelle che contengono prodotti nitrosi, acqua e acido solfidrico. I prodotti nitrosi si possono meglio espellere, se si faccia la distillazione dopo aver posto nel liquido una piccola quantità di solfato d'ammonio, poichè questo si decompone, e riduce quelli in acqua e in azoto.

124. Proprietà fisiche. L'acido solforico ordinario è un liquido incolore, inodoro e di una consistenza oleosa, ha una densità di 1,842 alla temperatura ordinaria, si congela verso i 34° sotto lo zero, e bolle a 325° . Il peso della sua molecola H^2SO^4 è 98, cioè $2+32+64$.

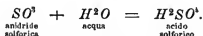
125. Proprietà chimiche. È un acido eccessivamente energico, e tinge in rosso la tintura di laccamuffa anche quando sia allungato con mille volte il suo peso di acqua.

È decomposto al calor rosso in anidride solforosa, ossigeno e acqua.



Molti corpi avidi di ossigeno, come l'idrogeno, il carbone, lo zolfo e molti metalli, operano la riduzione dell'acido solforico, quando siano scaldati insieme con esso. L'azione del mercurio e del rame sull'acido solforico a caldo fu veduta trattando della preparazione dell'anidride solforosa.

L'acido solforico *normale* H^2SO^4 fu detto anche *acido monoidrato*, perchè, come sappiamo, si riguardò come formato da anidride solforica SO^3 combinata con una molecola di acqua H^2O secondo la nota eguaglianza



Quest'acqua però rigorosamente non è acqua d'idratazione ma bensì acqua di costituzione, e possiamo francamente ammettere che essa ha perduta la sua esistenza come acqua, e che i suoi elementi si sono disgregati per combinarsi in altra maniera con quelli dell'anidride solforica, e così formare una molecola ben definita H^2SO^4 di un acido, che è un corpo affatto differente da quella anidride e dall'acqua.

La formula di struttura o di costituzione dell'acido solforico $H-O-O-S-O-O-H$ ovvero $S \begin{array}{c} O-O-H \\ O-O-H \end{array}$, che già indicammo a pag. 46 e 52, fa vedere come tutte le valenze degli atomi siansi rispettivamente saturate, e come non esista acqua individualmente formata in questa molecola. Il fatto poi sopra descritto che gli elementi dell'acqua non si separano dalla molecola dell'acido solforico se non al calor rosso, quando cioè quest'acido si decompone e perde non solo acqua ma anche ossigeno, trasformandosi in anidride solforosa SO^3 , mostra una conferma di ciò che diciamo. Seguiremo nondimeno, per non allontanarsi dall'uso comune, a chiamare acido monoidrato l'acido solforico normale.

L'acido solforico è avidissimo di acqua, e vi si combina con contrazione di volume e innalzamento di temperatura. Quattro chilogr. di acido mescolati rapidamente con uno di acqua innalzano la temperatura al di sopra di 100°. Quattro parti di acido e una di neve innalzano la temperatura vicino a 100°; ma 4 di neve e una di acido producono un freddo di 20° sotto lo zero.

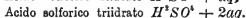
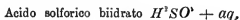
L'acido solforico esposto per qualche tempo all'aria libera ne assorbe l'umidità, ed aumenta di volume, potendo assorbire fino a 15 volte il suo peso di acqua. Questa proprietà è molto utilizzata per disseccare i gas, facendoli passare per entro a tubi di Liebig contenenti acido solforico concentrato, ovvero per tubi piegati a guisa di un U e pieni di pezzetti di pomice imbevuti del medesimo acido, come già vedemmo negli apparati descritti a pag. 90 (fig. 12*), a pag. 97 (fig. 16*) e a pag. 99 (fig. 17*).

Bagnandosi con acido solforico lo zucchero, il legno ec., l'acido toglie a queste sostanze organiche gli elementi dell'acqua, e viene a carbonizzarle rendendo libero il carbone. Per la ragione medesima l'acido, che per se stesso è incolore, imbrunisce quando sia tenuto in bottiglie mal turate, e peggio poi se sia lasciato in bottiglie aperte. Esso decompone le polveri organiche dell'atmosfera, le quali cadendovi dentro si carbonizzano ed alterano la limpidezza di questo liquido. Facendolo però bollire ritorna incolore, perchè sviluppa dell'anidride carbonica. La sensazione di calore che proviamo quando una goccia di acido solforico cade sulla pelle e la corrosione che ne risulta, si spiegano parimente per la grande affinità che ha questo acido coll'acqua.

Quest'acqua che si unisce all'acido monoidrato, può formare due idrati differenti, cioè l'acido detto *bidrato* $H^2SO^4 + H^2O$ e l'acido *tridrato* $H^2SO^4 + 2H^2O$. Il primo, che risulta da una molecola di acido normale combi-

nata con una di acqua, cristallizza quando sia raffreddato a 0°, in prismi esagonali incolori e fusibili a 8°, 5. Del secondo poi, che è formato da una molecola di acido normale e due di acqua, si ammette l'esistenza, perchè corrisponde al massimo grado di contrazione, la quale ha sempre luogo, come fu detto, quando l'acido solforico e l'acqua si combinano.

L'acqua di questi due composti è veramente acqua d'idratazione e non acqua di costituzione, e si diporta in modo analogo all'acqua di cristallizzazione di certi sali. Dimodochè sotto questo punto di vista (vedi la nota a pag. 122) le formule di questi due idrati si sogliono scrivere nel modo seguente :



Il vero acido solforico però è l'acido normale.

Gli acidi biidrato e triidrato possono facilmente essere ridotti ad acido normale, facendo loro perdere l'acqua di idratazione. E di più quando siano fatti reagire con una base, è il solo idrogeno dell'acido normale H^2SO^4 che si scambia col metallo di questa per formare un sale.

L'acido solforico è un acido *bibasico*, secondo che è indicato dai due ossidrili della sua formula tipica $SO^2 \begin{Bmatrix} OH \\ OH \end{Bmatrix}$ come dicemmo a pag. 62; e quindi può formare con una base un sale neutro e un sale acido. Esiste infatti il solfato neutro di potassio K^2SO^4 e il solfato acido di potassio $KHSO^4$, come fu veduto a pag. 43.

L'acido solforico è sopra tutti gli acidi quello che ha applicazioni più numerose. Serve alla preparazione della soda artificiale, dell'allume, del cloro, dell'etere, di quasi tutti gli acidi e dei solfati di ferro, di rame e di mercurio. Anzi si può dire che quasi non vi è corpo, relativamente al quale il chimico parlando, non abbia

occasione di richiamare l'uso dell'acido solforico. L'Inghilterra ne produce annualmente più di 100 milioni di chilogrammi, e la Francia ne consuma ogni anno più di 70 milioni di chilogrammi.

126. Problema. Quanti chilogrammi di acido solforico normale si possono formare con 1000 chilogrammi di zolfo, supponendo che niente si perda nella fabbricazione?

Soluzione. Nella formula dell'acido solforico H^1SO^4 si sostituiscano ai rispettivi simboli i numeri dei pesi atomici, che si trovano nella tavola a pag. 34 e 35, e si avrà

$$H^1 = 1 \times 2 = 2$$

$$S = 32 \times 1 = 32$$

$$O^4 = 16 \times 4 = 64$$

$$\text{e quindi } H^1SO^4 = \dots\dots 98$$

Apparisce da questi numeri che 32 parti in peso di zolfo hanno prodotto 98 parti di acido solforico. Perciò, se 32 chilogrammi del primo^o concorrono a formare 98 chilogrammi del secondo, 1000 chilogrammi produrranno una quantità di acido solforico data dalla proporzione

$$32 : 98 = 1000 : x = \frac{98000}{32} = 3062,5.$$

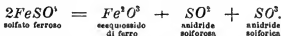
Dunque con 1000 chilogrammi di zolfo si possono produrre 3062 chilogrammi e mezzo di acido solforico.

Nelle fabbriche, ove la gran camera di piombo può avere una capacità di 1000 metri cubici e tutte le camere una capacità complessiva di 1500 metri cubici, si bruciano in 24 ore 1000 chilogrammi di zolfo, producendo 3000 chilogrammi di acido solforico: numero poco inferiore a 3062,5 che abbiamo trovato col calcolo. Da ciò si vede quanto sia perfetta un'industria che realizza

quasi il rendimento teorico, e tanto più se si rifletta che lo zolfo greggio adoperato non è mai puro.

127. Acido solforico fumante. $H^2S^2O^7$. L'acido solforico fumante, è detto anche *acido di Nordhausen* dal nome di questa città di Sassonia, ove in principio si preparava per mezzo del solfato di ferro.

Calcinando in vaso chiuso il solfato ferroso e secco, si ottiene sesquiossido di ferro, anidride solforosa e anidride solforica.



Quest'ultima è ricevuta in vasi contenenti acido solforico ordinario, ove si combina con questo, formando acido solforico fumante, e si ha l'eguaglianza



Questo acido chiamasi anche *acido disolforico*, ed è un liquido leggermente colorato in bruno, di consistenza oleosa, che sparge nell'aria fumi abbondanti, dovuti alla vaporizzazione dell'anidride, e cristallizza anche alla temperatura ordinaria. Scaldato che sia a 30°, si scinde in anidride solforica che si svolge e in acido solforico che rimane nella storta. È un acido più energico dell'acido solforico ordinario. Discioglie l'indaco più facilmente di esso, e per tale uso si preferisce a questo nell'arte della tintura.

128. Altri composti ossigenati dello zolfo.

Oltre ai composti che abbiamo descritti, lo zolfo e l'ossigeno ne formano anche altri, i quali, attesa la loro minore importanza, ci limiteremo ad accennare soltanto, cioè l'acido *iposolforoso* $H^2S^2O^3$, che porta anche il nome di *acido solfosolforico*, ed altri quattro acidi, i quali differiscono fra loro soltanto per la diversa quantità dello zolfo che contengono. La serie di questi quattro acidi ha

ricevuto il nome di *serie tionica* dal greco *θειος* che significa zolfo; e sono

l'acido <i>ditionico</i> o iposolforico.	$H^2S^2O^6$
l'acido <i>tritionico</i> o iposolforico monosolforato	$H^2S^3O^6$
l'acido <i>tetrationico</i> o iposolforico bisolforato	$H^2S^4O^6$
l'acido <i>pentationico</i> o iposolforico trisolforato	$H^2S^5O^6$

CAPITOLO IV.

NOZIONI GENERALI SUI METALLI, SUI LORO OSSIDI E SUI SALI.

NOZIONI GENERALI SUI METALLI.

129. I metalli sono corpi semplici, buoni conduttori del calore e della elettricità, e dotati del potere di riflettere bene la luce, che dicesi *splendore metallico*. Ma ciò che sopra tutto li distingue dai metalloidi è la proprietà che hanno di sostituirsi direttamente o per via indiretta all'idrogeno basico degli acidi per formare dei sali. Sono elettro-positivi rispetto ai metalloidi.

Le proprietà fisiche principali dei metalli sono la densità, la tenacità, la malleabilità, la duttilità, la fusibilità, la conducibilità pel calore e per l'elettricità, la durezza, il colore, lo splendore e la forma cristallina. Non entreremo in dettagli sopra queste proprietà, perchè esse trovansi esposte anche nei comuni trattati di Fisica.

I metalli sono solidi, eccettuato il mercurio, il quale è liquido, e si solidifica a 39° sotto lo zero.

Le proprietà chimiche dei metalli consistono nel potere che essi hanno di combinarsi sia con altri metalli, sia coi metalloidi o coi loro composti. Le affinità più forti appartengono ai metalli detti *alcalini* come il potassio e il sodio.

130. Classificazione dei metalli. Molti chimici moderni amano di classificare i metalli secondo il loro coefficiente di valenza.

Thénard diede una classificazione dei metalli fondata sull'affinità che essi hanno per l'ossigeno. Sebbene essa non sia soddisfacente sotto il punto di vista della teoria, ha però il merito di riunire i corpi secondo le loro proprietà più importanti per la pratica. Perciò qui brevemente la esporremo secondochè dopo Thénard è stata modificata.

Sei sono le sezioni, in cui secondo tale concetto sono divisi i metalli.

1^a SEZIONE. Metalli, che decompongono l'acqua alla temperatura ordinaria. I principali sono il *potassio*, il *sodio*, il *litio*, il *bario*, il *calcio*.

2^a SEZIONE. Metalli, che decompongono l'acqua alla temperatura di 100° o poco al di sotto. I principali sono il *manganese* e il *magnesio*.

3^a SEZIONE. Metalli, che decompongono l'acqua al calore rosso scuro, e la decompongono anche alla temperatura ordinaria in presenza di un acido. I principali sono il *ferro*, lo *zinco*, il *nickel*, il *cobalto*, il *cadmio*.

4^a SEZIONE. Metalli, che decompongono l'acqua al calore rosso vivo, e che la decompongono anche alla temperatura di 100 gradi in presenza delle basi energiche in virtù della loro tendenza a formare degli acidi. I principali sono lo *stagno*, l'*antimonio*, il *tungsteno*, il *molibdeno*.

5^a SEZIONE. Metalli, che non decompongono l'acqua altro che al calor bianco, e sono il *rame*, il *piombo*, il *bismuto*.

6ª SEZIONE. Metalli, che non decompongono l'acqua ad alcuna temperatura, ma dei quali gli ossidi sono riducibili dal calore. I principali sono il *mercurio*, l'*argento*, l'*oro*, il *platino*, il *palladio*.

I metalli delle prime cinque sezioni hanno ossidi indecomponibili dal calore.

131. Stato naturale dei metalli, estrazione di essi dai loro minerali. I metalli si trovano in natura allo stato nativo o in combinazione coll'ossigeno o con altri metalloidi, come lo zolfo, l'arsenico, il cloro, il bromo, l'iodio ec.

L'estrazione dei metalli si opera in più modi.

1.º Se il metallo è allo stato d'ossido, si scalda insieme col carbone ad una temperatura elevata. L'ossigeno col carbone forma l'ossido di carbonio o l'anidride carbonica, e il metallo è posto in libertà. Se abbiassi un carbonato, si riscalda nello stesso modo, e il metallo è posto parimente in libertà, mentre si sviluppa ossido di carbonio.

2.º Se il metallo è allo stato di solfuro o di arseniuro, si procede all'arrostitura al contatto dell'aria. L'ossigeno di questa converte lo zolfo o l'arsenico in acido solforoso od arsenioso, mentre il metallo forma un ossido, che poi vien trattato col carbone come sopra.

3.º Se il metallo è allo stato di un sale indecomponibile dal calore, come sarebbe un silicato, si calcina insieme con una base, che è ordinariamente la calce, e col carbone. La base reagisce coll'acido silicico per formare un silicato, e nel tempo stesso l'ossido è ridotto dal carbone.

4.º Se il metallo è allo stato nativo e di purezza, si eseguisce la sua estrazione con mezzi semplicemente meccanici. Se poi è associato con altri metalli più ossidabili di esso, viene separato da questi per mezzo dell'arrostitura, che li trasforma in ossidi.

132. Leghe metalliche. Abbiamo già veduto (35) che il composto, che risulta dalla combinazione di più metalli fra loro, dicesi *lega*, e che le leghe, nelle quali entra il mercurio, diconsi *amalgame*.

Due o più metalli fusi in un crogiuolo sembrano unirsi indifferentemente in ogni proporzione. Ciò porterebbe a prima vista a pensare che le leghe non debbano considerarsi come vere combinazioni ma bensì come semplici miscugli di metalli differenti. L'esperienza però ha mostrato che i metalli formano tra loro vere combinazioni chimiche, e che una lega, come dicesi, fatta in proporzioni qualunque, non è altro che un miscuglio di due o più leghe, composte di metalli combinati in proporzioni definite, ovvero di una o più leghe disseminate in un eccesso di uno dei metalli, il quale fece l'ufficio di corpo dissolvente, quando trovavasi allo stato liquido. Togliendo infatti l'eccesso di quel metallo, e separando le leghe quando siano più di una, lo che talora può farsi agevolmente, si ottiene in realtà la lega o le leghe medesime in proporzioni definite. Inoltre si riscontra sovente uno sviluppo di calore nell'atto della formazione delle leghe, e di più si trova che queste hanno proprietà diverse da quelle dei metalli che le compongono. E già sappiamo (4. 5.) che questi sono caratteri essenziali e distintivi delle combinazioni chimiche.

133. Liqueazione. Una delle prove che la costituzione delle leghe è quale l'abbiamo indicata, è il fenomeno della *liqueazione*. Se una lega fusa sia fatta raffreddare con grande lentezza e tranquillamente, spesse volte avviene che essa si divida in più leghe a proporzioni definite e di differente composizione, densità e fusibilità. Un termometro col bulbo immerso nella lega, che si va raffreddando, rimane di tanto in tanto stazionario per un poco di tempo, e ciò dipende dal calore latente reso libero da quella lega, che via via si solidi-

fica e cristallizza dentro al resto della massa ancor liquida. La separazione delle leghe per via di fusione dal rimanente del metallo, col quale erano unite, ha ricevuto il nome di *liquazione*. Basterà quindi, appena che una porzione della massa si è solidificata, decantare la parte rimasta liquida, per ottenerne la separazione effettiva.

Per avere dunque una lega omogenea, bisognerà effettuare la sua solidificazione con molta prestezza. Ma se la quantità del metallo fuso è grande, e se le forme ove deve essere colato non sono buone conduttrici del calore, questa cosa non può ben riuscire. Nelle fonderie dei cannoni di bronzo (rame e stagno) si sogliono fare le forme molto più lunghe dei cannoni medesimi, e dopo il raffreddamento se ne taglia la parte superiore. Questa poi non serve che per essere adoperata in altre fusioni, perchè contiene lo stagno in una troppo grande proporzione.

Un miscuglio di più leghe, che siano fusibili a temperature differenti, può presentare anche in altra maniera il fenomeno della liquazione. Imperciocchè, se esso venga riscaldato, vedrassi che la lega più fusibile si liquefa la prima, e si separa trapelando dal resto della massa ancor solida; poi se ne separa in simil modo un'altra, e così di seguito, finchè non si giunga alla liquefazione del metallo il meno fusibile. Si fa uso di un tal metodo in metallurgia, per separare l'argento, che in alcuni minerali si trova associato col rame.

134. Proprietà fisiche. Le leghe hanno come i metalli la *lucentezza*, e sono buone conduttrici della elettricità e del calore. La loro densità ordinariamente non è quella, che potrebbe dedursi dalla densità e dalle porzioni dei metalli che le compongono, ma talvolta è maggiore e talvolta minore.

Ciò dimostra che nell'atto della formazione di una lega alcuni metalli provano una contrazione, ed altri

una dilatazione. Ha luogo la prima in generale per quei metalli, che combinandosi sviluppano calore, come il rame collo zinco, il rame collo stagno, ed ha luogo la seconda per quelli, che nella loro combinazione non producono un sensibile calore, come sono l'oro coll'argento, l'argento col rame, il rame col piombo.

Il punto di fusione di una lega è sempre più basso di quello del metallo meno fusibile, che essa contiene. Alcune leghe però sono più fusibili di ciascuno dei metalli che le formano.

Il bismuto si fonde a 264° , il piombo a 335° e lo stagno a 228° ; e la lega di d'Arcet, che è composta di 8 parti di bismuto, 5 di piombo e 3 di stagno, si fonde a $94^{\circ},5$.

Una lega anche più fusibile è quella di Wood, la quale si fonde da 66° a 71° . Essa è composta di 1 a 2 parti di cadmio, 2 di stagno, 4 di piombo e 7 a 8 di bismuto.

Le leghe sono generalmente più dure, e più elastiche di quello che siano i metalli che le formano, se fossero presi isolatamente, e la loro duttilità e la tenacità sono minori di quelle del più duttile e del più tenace di essi. Una lega formata da due metalli fragili ovvero da uno fragile ed uno duttile, è sempre fragile. Se essa è formata da due metalli duttili, è talora duttile e talora fragile; ed è sempre duttile, quando uno di questi è in quantità molto predominante.

In generale il piombo lo zinco, il ferro, il bismuto l'antimonio ed anche l'arsenico, sebbene sia un metalloide, aumentano la durezza dei metalli, coi quali vengano uniti; il mercurio, lo stagno e il bismuto la fusibilità, e il rame e lo stagno la tenacità.

135. Proprietà chimiche. Le leghe per lo più si diportano, in presenza dei reattivi, come farebbero i metalli isolati. Alcune però resistono meglio di questi all'azione chimica, ed altre invece entrano più facilmente di essi in combinazione. Il platino è, come si sa, attac-

cato dall'acqua regia; ma, se contiene dal 5 al 10 per cento d'iridio, rimane quasi intatto dentro a quel liquido anche caldo.

L'ossigeno ha ordinariamente meno azione sulle leghe che sui metalli isolati. Accade però il contrario quando un metallo per la ossidazione formi un acido e l'altro una base. Per esempio, la lega di 3 parti di piombo ed 1 di stagno è così ossidabile, che prende fuoco nell'aria, quando sia scaldata al calore rosso scuro. Gli acidi d'ordinario si diportano colle leghe come col metallo, che in esse è predominante.

136. Composizione di alcune leghe più comuni.

Latta.	{ Lega di ferro e stagno semplicemente superficiale.
Ferro galvanizzato o zincato . .	{ Lega di ferro e zinco parimente superficiale.
Saldatura ordinaria	{ Stagno. 50 Piombo. 50
Ottone.	{ Rame. 65 Zinco. 35
Bronzo dei cannoni e delle statue.	{ Rame. 90 Stagno. 10
Bronzo delle campane	{ Rame. 78 Stagno. 22
Bronzo d'alluminio	{ Alluminio 10 Rame. 90
Caratteri da stamperia.	{ Piombo. 80 Antimonio 20
Moneta di oro.	{ Oro. 90 Rame 10
Moneta di argento.	{ Argento 90 Rame. 10
Vasellame di argento	{ Argento. 95 Rame. 5
Packfong	{ Rame. 50 Zinco 25 Nickel 25

NOZIONI GENERALI SUGLI OSSIDI METALLICI.

137. Proprietà fisiche e chimiche degli ossidi metallici. Gli ossidi metallici sono corpi composti, che risultano dalla combinazione di un metallo coll'ossigeno.¹ Essi sono solidi, fragili, senza odore, senza splendore metallico e cattivi conduttori del calore e della elettricità.

Molti sono bianchi, come la calce, la magnesia, l'ossido di zinco, ma parecchi sono colorati, come il sesquiossido di ferro che è rosso bruno, l'ossido rosso di mercurio, l'ossido di rame che è nero. La maggior parte degli ossidi sono insolubili nell'acqua; solubilissimi poi sono quelli dei metalli alcalini potassio, sodio ec. Questi ultimi hanno un sapore acre e caustico, cangiano in verde il siroppo di viole mammole, e riportano al colore azzurro la tintura di laccamuffa cangiata in rosso dagli acidi. Anche gli ossidi di piombo, di argento e di magnesio sono un poco solubili nell'acqua, e comunicano anch'essi a questa una reazione alcalina.

Varia è l'energia colla quale l'ossigeno si unisce ai metalli per formare gli ossidi. Tutti i metalli possono ad una temperatura sufficiente combinarsi coll'ossigeno asciutto ad eccezione dei metalli preziosi argento, oro, platino, palladio, iridio, ec. Il potassio e il sodio si uniscono con questo gas alla temperatura ordinaria, e perciò per conservarli si tengono immersi in un liquido che non contenga ossigeno, qual è l'olio di nafta, composto soltanto di carbonio e d'idrogeno. Anche nell'aria asciutta possono ossidarsi alcuni metalli, ma con minore intensità che nell'ossigeno. Lo stato di divisione

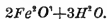
¹ Si rammenti qui ciò che fu detto sugli ossidi a pag. 58.

di un metallo lo rende più atto ad ossidarsi. Il ferro piroforico prende fuoco nell'aria alla ordinaria temperatura.

L'**aria umida** ha azione su tutti i metalli, eccettochè sui metalli preziosi, argento, oro, platino, ecc., ma se è priva di anidride carbonica, non l'ha che sui metalli della 1^a sezione potassio, sodio, litio ecc.

In generale la presenza dell'umidità e dell'anidride carbonica è una condizione indispensabile per l'ossidazione dei metalli nell'aria.

L'ossido di alcuno di essi, come è il ferro, è molto poroso e permeabile all'aria e all'umidità. La ruggine che si forma è un ossido di ferro idrato, di cui la ordinaria composizione è espressa dalla formula

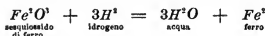


Appena che si è prodotta sul ferro una macchia, essa forma con questo metallo una coppia voltaica, di cui il ferro è l'elemento elettro-positivo. In tal caso vi interviene un'azione elettrica, ed il metallo è attaccato più rapidamente in un modo continuo non solo dall'ossigeno dell'aria, ma anche da quello dell'acqua decomposta dalla elettricità. Lo zinco poi, il rame, il piombo ec., sotto l'azione dell'aria e dell'anidride carbonica in essa contenuta si ossidano, ed il loro ossido è talmente compatto, e aderisce siffattamente al metallo, che lo difende a guisa di una vernice dalla ulteriore ossidazione. Se però il ferro sia posto a contatto con un corpo, che divenga l'elemento elettro-positivo d'una coppia voltaica, come sarebbe lo zinco; allora il ferro stesso diviene elettro-negativo, ed è preservato dalla ossidazione. Tale è il ferro *galvanizzato*, cioè ricoperto di uno strato aderente di zinco, che forma con esso una lega superficiale. Dicesi anche *ferro zincato*.

Il **calore** decompone alcuni ossidi, riducendoli in

metallo ed ossigeno, come sono gli ossidi dei metalli nobili argento, oro, platino, ec., metalli della 6^a sezione. Altri ossidi sono decomposti solo parzialmente dal calore, perdono cioè solo una parte di ossigeno, come il biossido di manganese, di piombo, di bario. Altri scaldati a contatto dell'aria assorbono ossigeno, e passano ad un grado più alto di ossidazione. Altri invece, i più poveri di ossigeno, lo ritengono fortemente, e non si lasciano decomporre dal calore.

L'**idrogeno** asciutto riduce la maggior parte degli ossidi, quando siano convenientemente scaldati. Si ha di ciò un esempio nel ferro piroforico, che si ottiene scaldando il sesquiossido di ferro, mentre è lambito da una corrente di gas idrogeno. La reazione è espressa da



Il **carbone** scaldato insieme cogli ossidi a temperatura conveniente ha una azione anche più energica dell'idrogeno, perchè decompone anche la potassa e la soda, lo che non fa l'idrogeno, e forma l'ossido di carbonio o l'anidride carbonica, secondo la forza colla quale quegli ossidi ritengono l'ossigeno.

Esempio dell'ossido di rame: $2CuO + C = 2Cu + CO^2$.

Esempio dell'ossido di zinco: $ZnO + C = Zn + CO$.

Gli ossidi di calcio, bario, stronzio, magnesio, alluminio, resistono anche all'azione del carbone.

Il **cloro** ad alta temperatura decompone quasi tutti gli ossidi, formando cloruri metallici, e scacciando l'ossigeno. Alcuni resistono al cloro, ma cedono all'azione combinata del carbone e del cloro, e allora si forma un cloruro e si sviluppa l'ossido di carbonio. Tale è l'ossido di alluminio.

Lo **zolfo** pure decompone quasi tutti gli ossidi ad un'alta temperatura, formando solfuri e gas solforoso,

ovvero solfuri e solfati, se questi ultimi sono indecomponibili alla temperatura alla quale si opera.

L'**acqua** può combinarsi con certi ossidi, e i composti che così si ottengono chiamansi *idrati*,¹ per distinguerli dai rispettivi ossidi anidri che son detti anche *anidridi basiche*. La combinazione è talora sì energica, da sviluppare calore e luce. L'acqua gettata sulla barite fa sentire un sibilo come quello del ferro rovente che s'immerga nell'acqua. Il composto che si forma è un idrato di bario (idrato di barite).



La calce viva si unisce all'acqua con sviluppo di calore, e forma, come vedemmo (38), un idrato di calcio, che è la calce spenta $\text{CaO} + \text{H}^2\text{O} = \text{H}^2\text{CaO}^2$. L'ossido di potassio e l'ossido di sodio si uniscono energicamente all'acqua, formando gl'idrati di potassio e di sodio. Così per quello di potassio si ha $\text{K}^2\text{O} + \text{H}^2\text{O} = 2\text{KHO}$. Questi idrati ritengono sì fortemente l'ossigeno, che sono indecomponibili dal calore. Essi sono caustici e diconsi *alcali*. Sono anche molto solubili nell'acqua, a cui comunicano la causticità. Anche gl'idrati di bario, stronzio e calcio sono solubili nell'acqua, e rendono un poco caustiche le loro soluzioni.

Altri idrati non sono solubili.

138. Classificazione degli ossidi metallici. Gli ossidi metallici sono stati divisi in cinque classi:

- 1.^a Ossidi basici (anidridi basiche);
 - 2.^a Ossidi acidi (anidridi acide);
 - 3.^a Ossidi indifferenti;
 - 4.^a Ossidi singolari;
 - 5.^a Ossidi salini.
- 1.^a Sono detti ossidi *basici* quelli che hanno per ca-

¹ Si richiami qui ciò che fu detto sugli idrati a pag. 59, 62 e 63.

rattere essenziale di reagire facilmente cogli acidi per formare dei sali; e la maggior parte di essi contengono un atomo di ossigeno ed un atomo di un metallo. Sicchè, rappresentando con M un metallo qualunque, la loro formula generale è MO . Tali sono i seguenti:

Ossido di bario	BaO
» di calcio	CaO
» di magnesio	MgO
Protossido di ferro	FeO
» di piombo	PbO
Biossido di rame	CuO (ossido rameico)
» di mercurio	HgO (ossido mercurico).

Altri invece contengono due atomi di un metallo ed un atomo di ossigeno, ed hanno per formula generale M^2O , come i seguenti:

Ossido di potassio	K^2O
» di sodio	Na^2O
» di litio	Li^2O
» di argento	Ag^2O

2.^a Gli ossidi *acidi* sono quelli che hanno la proprietà di combinarsi colle basi per formare dei sali. Noi citeremo i seguenti.

- Biossido di stagno o acido stannico anidro	SnO^2	(anidride stannica)
Acido cromatico anidro	CrO^3	(anidride cromica)
Acido manganico anidro	MnO^3	(anidride manganica)
Acido permanganico anidro	Mn^2O^7	(anidride permanganica.)

Gli ossidi di un medesimo metallo hanno tanto maggior tendenza ad acquistare le proprietà acide, quanto più sono ricchi in ossigeno. Il protossido di manganese MnO , per esempio, è basico, il sesquiossido Mn^1O^3 è indifferente e il triossido MnO^3 è un acido energico.

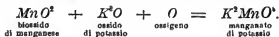
3.^a Gli ossidi *indifferenti* sono quelli che possono fare l'ufficio ora di acidi, ora di basi; e si diportano come

acidi, se sono in presenza delle basi energiche, e come basi, se sono in presenza di acidi forti. Per esempio l'allumina Al^2O^3 forma coll'acido solforico il solfato di alluminio e colla potassa l'alluminato di potassio. L'ossido di zinco ZnO è pure un ossido indifferente. La formula generale di questi ossidi è talvolta MO , ma più generalmente è M^2O^3 , che rappresenta i sesquiossidi.

4.^a Gli ossidi *singolari* sono quelli che non si combinano mai nè cogli acidi nè colle basi; ma, posti in presenza degli acidi forti in opportune condizioni, perdono ossigeno, e si trasformano in ossidi basici, che si combinano coll'acido: posti invece in presenza delle basi, tendono ad ossidarsi maggiormente, divenendo ossidi acidi, che si uniscono alla base. Il biossido di manganese scaldato insieme con acido solforico forma solfato di manganese con produzione di acqua e sviluppo di ossigeno.



Scaldando invece il biossido di manganese coll'ossido di potassio ed insieme coll'azotato di potassio, che può cedere l'ossigeno, si ottiene il manganato di potassio.



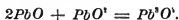
5.^a Gli ossidi *salini* sono riguardati come risultanti dalla combinazione di un ossido acido con un ossido basico del medesimo metallo, e la formula più generale di essi è M^3O^4 . L'ossido magnetico di ferro Fe^3O^4 , per esempio, può essere considerato come una combinazione di protossido e di sesquiossido, cioè $FeO + Fe^2O^3 = Fe^3O^4$.

Così per l'ossido rosso di manganese Mn^3O^4 si ha



L'ossido rosso di piombo Pb^3O^4 , detto comunemente

minio, si riguarda come risultante dalla combinazione del protossido col biossido, cioè



NOZIONI GENERALI SUI SALI.

139. Essendo necessario prima di tutto aver presenti le varie nozioni generiche che abbiamo date sui sali nella nomenclatura, rimandiamo il lettore alle pagine 56, 57, 59, 60, 61, 63 e 64. Qui frattanto rammenteremo le nozioni seguenti:

1.° Si dicono sali quei corpi composti, che risultano dall'azione chimica degli acidi sugli ossidi o sugl'idrati. Migliore però è la definizione seguente: I sali sono corpi composti, che risultano dalla sostituzione di un metallo all'idrogeno basico degli acidi (40).

2.° I sali formati da un ossiacido con una base, vale a dire con un ossido od un idrato, diconsi *ossisali*. Tali sono i solfati, gli azotati ec. Berzelius li chiamò sali *amfidi*; e chiamò poi sali *aloidi*, quelli formati da un idracido, quali sono i cloruri, i bromuri, gli ioduri, i solfuri ec., come derivanti dai corpi *alogeni* cloro, iodio, bromo, zolfo ec.

3.° I sali poi che risultano dall'unione di due solfuri, di due cloruri, di due seleniuri ec., furono chiamati *solfosali*, *clorosali*, *selenosali* ec.

I sali ossigenati cioè gli *ossisali* sono i più numerosi e i più importanti.

140. Proprietà fisiche e chimiche dei sali.

I sali sono solidi alla temperatura ordinaria. I sali anidri sono generalmente bianchi o incolori quando l'acido

è incolore, e i sali idrati hanno un colore che dipende dalla base. I sali idrati di protossido di ferro sono verdi, quelli di sesquiossido hanno un colore giallo rossastro, quelli di rame sono azzurri, quelli di oro gialli. Gli acidi colorati danno pure sali colorati. L'acido cromatico, per esempio, produce sali colorati, che diconsi cromati, come sono il cromato neutro di potassio K^2CrO^4 , che è giallo color di cedro, e il bicromato di potassio $K^2Cr^2O^7$, che è di un colore rosso aranciato.

I sali insolubili non hanno alcun sapore: quelli solubili hanno un sapore, che ordinariamente dipende dalla natura della base. I sali di soda hanno un sapore salato, quelli di magnesia amaro, quelli di allumina astringente, quei di piombo lo hanno zuccherino ed astringente, e quei di rame, di antimonio e di mercurio lo hanno acre e metallico ed eccitante il disgusto, e che dicesi sapore *stittico*.

Molti sali, che hanno una composizione atomica simile, cristallizzano sotto forme identiche o quasi identiche, e diconsi *isomorfi*. Tali sono il solfato di rame e il solfato di ferro, e tali sono pure i carbonati di calcio, di magnesio e di ferro.

L'**acqua** scioglie un gran numero di sali, che quando poi cristallizzano, restano combinati chimicamente con una certa quantità di essa, che dicesi *acqua di cristallizzazione*. Alcuni però cristallizzano senza combinarsi coll'acqua e formano cristalli anidri, come fa il nitro.

Alcuni sali esposti all'aria perdono in parte la loro acqua di cristallizzazione, e si riducono in polvere, e diconsi *sali efflorescenti*. Tale è il carbonato di sodio e il solfato di sodio. Altri invece esposti all'aria ne assorbono il vapore acqueo, e si sciolgono in quest'acqua, e diconsi *sali deliquescenti*. Tali sono il cloruro di calcio, il carbonato di potassio ed altri. Il chimico Debray stabili

nel 1868 dopo una serie di esperienze la condizione di efflorescenza o d'idratazione di un sale esposto ad un'atmosfera illimitata, ed è la seguente: « Un sale va in efflorescenza quando la tensione del suo vapore è superiore » a quella del vapore acqueo esistente nella atmosfera » alla temperatura dell'esperienza: al contrario un sale » che abbia perduto per efflorescenza l'acqua d'idratazione, » s'idrata di nuovo nell'aria, se la forza elastica del vapore acqueo contenuto nell'atmosfera è superiore a » quella del vapore acqueo che emette questo medesimo » sale alla stessa temperatura. »

Le soluzioni saturate dei sali più solubili a caldo che a freddo lasciano ordinariamente cristallizzare una porzione di sale, quando la temperatura venga ad abbassarsi. Così si ottengono le cristallizzazioni di varii sali come l'allume, il nitro, il borace. Talvolta però il solo raffreddamento non basta, e la soluzione allora dicesi *soprasaturata*. In tal caso si può ottenere immediatamente la cristallizzazione, se si getti nel liquido un cristallo del medesimo sale o di un sale isomorfo. La temperatura allora s'inalza di varii gradi pel calore, che è reso libero nella solidificazione. Ne abbiamo esempi nelle soluzioni soprasaturate di solfato di sodio, d'iposolfito di sodio, e di altri sali.

Si ammette che l'acqua di cristallizzazione nel combinarsi coi sali anidri non si scinda nei suoi elementi, ma che le sue molecole esistano realmente come molecole acquee, unite bensì a quelle saline, ma però distinte da esse. Un caso simile lo riscontrammo a pag. 152 nell'acido solforico biidrato e triidrato. Si hanno dunque delle combinazioni molecolari, e non già delle combinazioni atomiche. Ciò è convalidato dal fatto che l'acqua di cristallizzazione non altera le proprietà chimiche di quei sali ma solo le proprietà fisiche, e dal fatto ancora che essi possono perdere con facilità quell'acqua, specialmente

per l'azion del calore, e tornare sali anidri come prima. D'altra parte si osserva che quell'acqua si unisce ai sali in proporzioni definite e con sviluppo di calore, e forma vere combinazioni chimiche. Il solfato di rame cristallizzato, è di un bel colore azzurro, contiene 5 molecole di acqua di cristallizzazione, ed ha per formula $CuSO^4 + 5aq$. Per il riscaldamento perde quell'acqua riducendosi anidro $CuSO^4$, e diventa bianco. Fatto poi sciogliere nell'acqua, si combina di nuovo con 5 molecole di questa sviluppando calore e ritorna azzurro, e poi per evaporazione cristallizza come prima. Il solfato di sodio cristallizza dalla sua soluzione con 10 molecole di acqua, ed ha per formula $Na^2SO^4 + 10aq$; ed essendo un sale efflorescente, non ha d'uopo di essere scaldato per perdere quest'acqua, ma basta che sia esposto all'aria asciutta, ove si trasforma in una polvere bianca. Se nuovamente si sciolga nell'acqua, torna a combinarsi con 10 molecole di essa. (V. la nota A in fine del volume.)

Un medesimo sale cristallizzando in condizioni differenti può prendere differenti quantità di acqua di cristallizzazione. Il solfato di magnesio $MgSO^4$ prende 7 molecole di acqua se cristallizza alla temperatura ordinaria, e ne prende 10 cristallizzando a 0°. In generale un sale si unisce ad una tanto maggior quantità di acqua, quanto più bassa è la temperatura a cui cristallizza e quanto meno concentrata è la soluzione.

Chiamasi *acqua d'interposizione* una piccola quantità di acqua madre, che rimane rinchiusa meccanicamente fra le laminette cristalline di certi sali nell'atto che avviene la loro cristallizzazione. Se uno di questi (sale marino, azotato di piombo ecc.) sia gettato sui carboni ardenti, produce uno scoppiettio, che appellasi *decrepitazione*. Questa è attribuita alla rottura dei piccoli cristalli del sale, per effetto della tensione del vapore, in cui si è trasformata l'acqua interposta.

Le soluzioni saline hanno come sappiamo (7. 4^a legge) un punto di ebollizione superiore a quello dell'acqua. La soluzione satura di sal marino bolle a 108°,4 e quella di cloruro di calcio a 179°,5.

È noto ancora l'abbassamento di temperatura che avviene nella soluzione dei sali idrati, e come se ne trae partito per fare i miscugli frigorifici.

I sali esposti al **calore** perdono l'acqua di cristallizzazione. Alcuni prima si sciolgono in essa, e questa soluzione dicesi *fusione acquosa* : poi la perdono per vaporizzazione, e tornano solidi; e finalmente provano una vera fusione, che è detta *fusione ignea* .

Per l'azione del calore molti sali si decompongono, come gli azotati, i clorati e in generale quei sali, di cui l'acido o la base sono pure decomponibili dal calore o facilmente volatili. I sali di cui l'acido è fisso, come i fosfati, i borati, i silicati, non si decompongono nemmeno ad elevate temperature. E parimente resistono al calore i carbonati alcalini a causa delle loro basi, che sono fisse, ed hanno una potente affinità.

Anche la **elettricità** esercita un'azione decomponente sui sali. Una soluzione salina infatti per effetto di una corrente elettrica si decompone in modo che il metallo si porta al polo negativo, e l'altro elemento del sale al polo positivo.

Il cloruro di rame $CuCl^2$ si scinde in rame Cu (positivo) che va al polo negativo e in cloro Cl^2 (negativo) che va al polo positivo. Il solfato di rame $CuSO^4$ cede il rame Cu , che va al polo negativo, mentre al polo positivo si porta il gruppo ossigenato SO^4 . Questo gruppo decompone una molecola di acqua H^1O , togliendole l'idrogeno per formare l'acido solforico H^2SO^4 , e lascia svolgere l'ossigeno. Questo acido solforico dicesi il prodotto di un'azione secondaria.

I **metalli** ancora hanno un'azione chimica sui sali,

e si trova che un metallo ossidabile scaccia da una soluzione salina un metallo meno ossidabile. Il rame immerso in una soluzione di azotato di argento si sostituisce a questo metallo, il quale si deposita, e parimente il ferro si sostituisce al rame nel solfato di rame. Così se introducasi nella soluzione di solfato di rame una laminetta di ferro ben pulita, la troviamo dopo pochi istanti ricoperta di uno strato di rame in tutta la parte che è stata immersa. In questa esperienza le prime molecole di rame depositate formano col ferro, elettro-positivo, una coppia voltaica, di cui la corrente seguita a decomporre il sale, finchè lo strato del primo metallo non ricopra talmente il secondo, da toglierlo dal contatto del liquido.

Una piccola quantità di mercurio versata in una soluzione di azotato di argento decompone questo sale, e l'argento depositato si amalgama col mercurio, e cristallizza in lunghi aghi somiglianti ad un piccolo albero, che dicesi *albero di Diana*.¹

L'azione elettrica è anche più manifesta nel così detto *albero di Saturno*.² Nel fondo di una bottiglia di cristallo piena di una soluzione leggermente acida di acetato di piombo è fissato un mazzetto di fili di ottone, che s'inalzano e si spandono a guisa dei rami di un albero, e dal turacciolo di sughero che chiude la bottiglia medesima scende dentro al liquido una laminetta di zinco fino a contatto di alcuno di quei fili. La corrente elettrica che nasce decompone il sale, e fa depositare sullo zinco e sull'ottone il piombo metallico in tante lamine sottili, che rappresentano le foglie del piccolo albero. Tolto poi lo zinco e rimesso il turacciolo, si conserva l'apparato per un tempo assai lungo.

¹ L'argento era dagli antichi dedicato a Diana.

² Gli antichi davano il nome di Saturno al piombo.

Le azioni degli acidi e delle basi sui sali e dei sali sui sali sono in generale sottoposte alle leggi di Berthollet, che per brevità ci limiteremo ad accennare.

1.^a Una base o un acido decompone sempre un sale, se per una doppia decomposizione può risultarne un acido o una base volatile o insolubile ovvero un sale insolubile.

2.^a Due sali si decompongono quando possono, per una doppia decomposizione, formare un sale insolubile o meno solubile di essi, ovvero un sale volatile, od anche due sali insolubili.

3.^a Due sali insolubili si decompongono per effetto del calore, quando può risultarne un sale fisso e un sale più volatile di ciascuno di essi, ovvero soltanto un sale infusibile o molto meno fusibile di ciascuno dei medesimi.

APPENDICE.

CENNI SOPRA ALCUNI SALI PIÙ COMUNEMENTE USATI NELLE ESPERIENZE FISICHE.

141. Cloruro di sodio. $NaCl$. Questo sale non si prepara mai artificialmente colla combinazione del sodio col cloro. Esso è abbondantissimo in natura, ed esiste allo stato solido nell'interno della terra in masse considerevoli e conosciuto col nome di *sal gemma*. Si trova anche nell'acqua del mare e in molte sorgenti dette *sorgenti salate*.

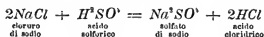
Il sal gemma si estrae in pezzi, che vengono polverizzati e poi messi in commercio.

Per estrarre il sal marino dall'acqua del mare, basta di fare evaporar quest'acqua sia per l'azione del sole, sia col fuoco, e così il sale cristallizza. Esso non è puro,

e per purificarlo si fa sciogliere nell'acqua, si filtra e si fa cristallizzare più volte. Anche dall'acqua delle sorgenti salate si ottiene il sale cristallizzato per mezzo della evaporazione. Questo sale cristallizza in cubi, che si agglomerano fra loro a guisa di piramidi, ed ha una densità di 2,13. Serve in fisica particolarmente per fare miscugli frigorifici col ghiaccio pestato, nel rapporto di due parti di ghiaccio ed una di sale, abbassandosi la temperatura da $+10^{\circ}$ a -18° .

142. Solfato di sodio. Na^2SO^4 . Questo sale, chiamato da molti solfato di soda, si usa in fisica per mostrare i fenomeni delle soluzioni sopra saturate, ed anche per formare un miscuglio frigorifico, che abbassa la temperatura da $+10^{\circ}$ a -17° , quando si mescolino 8 parti di esso con 5 di acido cloridrico.

Il solfato di sodio esiste già formato in alcuni terreni della Spagna ed anche in Sicilia, e si trova in soluzione in molte acque minerali. Questo sale si prepara anche artificialmente scaldando in cilindri di ferro il cloruro di sodio misto ad acido solforico, e si ottiene la formazione di solfato di sodio e di acido cloridrico, come vedemmo parlando di questo acido (66). La reazione è espressa dalla eguaglianza



Questo solfato è solubile nell'acqua che ne scioglie la massima quantità a 33° . Cristallizza in prismi obliqui a base di rombo, i quali contengono 10 molecole di acqua di cristallizzazione, ed esposto all'aria, si mostra efflorescente, riducendosi in una polvere bianca, come abbiamo veduto a pag. (171).

143. Azotato di ammonio. $(AzH^4)AzO^3$. Anche questo sale serve a fare un miscuglio frigorifico. Mescolando 5 parti di esso con 6 di solfato di sodio e 4 di

acido azotico allungato con acqua, la temperatura si abbassa da $+10^{\circ}$ a -26° . È un sale incolore, un poco deliquescente, d'un sapore agro e piccante e solubilissimo nell'acqua, e cristallizza in lunghi aghi prismatici. Si ottiene questo sale versando un leggero eccesso di ammoniaca liquida nell'acido azotico allungato con acqua. Serve anche in chimica, come vedemmo (96), alla preparazione del protossido di azoto. Volgarmente è detto azotato di ammoniaca.

144. Solfato di rame. CuSO^4 . Si fa grande uso di questo sale in soluzione per le pile di Daniell, e nella galvanoplastica per coprire di uno strato di rame diversi oggetti per mezzo di correnti elettriche che lo decompongono. Il solfato di rame ordinario contiene 5 molecole di acqua di cristallizzazione come fu detto a pag. 171. È un sale di colore azzurro, detto anche *vetriolo di cipro*, *vetriolo turchino*, ed anche *copparosa turchina*, ed è cristallizzato in grossi prismi obliqui a base di parallelogrammo. È solubile nell'acqua, alla quale dà un sapore stitico ed astringente.

Si può preparare il solfato di rame, scaldando il rame insieme coll'acido solforico concentrato, ma la maggior parte del solfato di rame del commercio si ottiene coll'arrostire in contatto dell'aria i solfuri di rame naturali. Questi solfuri assorbono l'ossigeno dell'aria, e formano il solfato di rame, il quale è fatto poi sciogliere nell'acqua e cristallizzare per evaporazione.

145. Azotato di argento. AgAzO^3 . Questo sale, detto anche *nitrato di argento*, serve specialmente per la fotografia. Esso è anche un caustico energico, e perciò si usa in chirurgia per fare le ustioni sulle carni. E a questo oggetto vien fuso e colato dentro alcuni cilindretti di argento, per ridurlo in piccoli bastoni. In tale stato chiamasi *pietra infernale*.

Per preparare l'azotato di argento, si fa disciogliere

l'argento nell'acido azotico bollente. Quindi facendo evaporare il liquido, l'azotato cristallizza in lamine, che appartengono al prisma retto a base di rombo. È solubile in un egual peso di acqua fredda e nella metà del suo peso di acqua bollente.

La proprietà che questo sale possiede di essere *ridotto* e divenir nero, quando sia posto a contatto delle materie organiche, fa impiegare la sua soluzione per marcare la biancheria. Per la stessa ragione tinge in nero la pelle, se qualche goccia ne cada sulle mani.

Nota A (V. pag. 171). Per spiegare secondo la teoria delle valenze il fatto delle combinazioni molecolari, si può supporre che non tutti gli atomi dei corpi semplici abbiano valenze eguali, ma che alcuni differiscano da altri anche per la diversa *intensità delle valenze*. In tal caso nelle ordinarie combinazioni atomiche talvolta la saturazione delle valenze non sarebbe perfetta, e resterebbero delle frazioni di valenza non saturate. Queste frazioni di valenza non saturate formerebbero appunto i legami, che uniscono le molecole dell'acqua di idratazione alla molecola di un sale o di un altro corpo. Se per esempio l'ossigeno, l'idrogeno, lo zolfo, il rame, ec. non avessero tutti fra loro le valenze atomiche di eguale intensità, s'intenderebbe tosto come la molecola del solfato di rame anidro $S \begin{smallmatrix} O-O \\ O-O \end{smallmatrix} Cu$ possa combinarsi con 5 molecole di acqua $H-O-H$ per mezzo di più frazioni di valenza libere, e come parimente il solfato di sodio $S \begin{smallmatrix} O-O-Na \\ O-O-Na \end{smallmatrix}$ possa unirsi a 10 molecole di acqua.



INDICE.

CAPITOLO I.

Nozioni preliminari	Pag. 1
Leggi delle combinazioni	» 15
Teoria atomica	» 20
Formule chimiche	» 33
Nomenclatura	» 53

CAPITOLO II.

Ossigeno	» 64
Idrogeno	» 69
Cloro	» 80
Azoto	» 88
Aria atmosferica	» 92
Acido cloridrico	» 101
Acqua	» 105

CAPITOLO III.

Carbonio	» 111
Combinazioni del carbonio coll'ossigeno	» 120
Combinazioni dell'azoto coll'ossigeno	» 124
Zolfo	» 135
Combinazioni dello zolfo coll'ossigeno	» 142

CAPITOLO IV.

Nozioni generali sui metalli	» 155
Nozioni generali sugli ossidi metallici	» 162
Nozioni generali sui sali	» 168

APPENDICE.

Cenni sopra alcuni sali più comunemente usati nelle esperienze fisiche	» 174
--	-------

	ERRORI.	CORREZIONI.
	—	—
Pag. 29 verso 1,	il peso molecolare .	il suo peso molecolare
» 31 » 14,	Ampère non	Ampère, non
» 36 » 13, .	Cn, Mu	Cu, Mu
» 40 » 15,	esattezza	chiarezza
» 48 » 24,	$\frac{H}{Cl}$	$\frac{H'}{Cl'}$
» 107 » ultimo,	è l'acqua d'idrata- zione dell'acido sol- forico	è l'acido solforico
» 111 » 14,	covertirsi	convertirsi*
» 122 » penultimo,	cristallizzazione . . .	cristallizzazione

45 4301071 .

005782316



